





TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE DE CHIMIE.

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE
DE CHIMIE

ET D'APPLICATION DE CETTE SCIENCE AUX ARTS
ET AUX MANUFACTURES,

PAR M. DESMAREST,

ANCIEN ÉLÈVE DE L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE.

Deuxième Édition

AUGMENTÉE D'UNE TABLE DE CONCORDANCE ENTRE LES ANCIENS ET LES NOUVEAUX NOMS ET DES DÉCOUVERTES LES PLUS RÉCENTES.

Paris.

LIBRAIRIE CLASSIQUE DE L. HACHETTE,

ANCIEN ÉLÈVE DE L'ÉCOLE NORMALE,

RUE PIERRE-SARRAZIN, N° 12.

1832.


WELLCOME
HISTORICAL
MEDICAL
LIBRARY

PRÉFACE

Cet opuscule a été favorablement accueilli ; si cet accueil m'imposait l'obligation de revoir mon ouvrage avec soin, il m'indiquait aussi que je devais être sobre de changemens. Un motif péremptoire nécessitait d'ailleurs cette dernière réserve.

La science chimique, autant et peut-être plus que les autres sciences expérimentales, a eu son époque de commotion ; à ce moment de trouble a succédé un état de paix. Les bases établies par Lavoisier subsistent encore, si ces bases ont été ébranlées par de nouveaux faits, ces faits ne sont ni assez nombreux ni assez conclnans pour détruire l'édifice ; et cependant les chimistes de notre siècle sont aussi instruits, aussi laborieux que ceux qui les ont précédés ; mais ainsi que pouvait le dire un célèbre mathématicien, dominé sans doute alors par le juste sentiment de ses forces, il ne suffit pas de naître avec le génie d'observation,

tous n'ont pas le bonheur de trouver un système du monde à faire.

On a donc, dans ce livre, conservé les grandes divisions chimiques en intercalant les nouvelles observations qui ont enrichi la science; mais le texte ayant été plus serré, ces améliorations bien que nombreuses n'auront pas grossi le volume.

Puisse le public avoir, pour ce nouveau travail, l'indulgence qu'il a montré pour le premier.

TRAITÉ

ÉLÉMENTAIRE

DE CHIMIE

ET DE

SES APPLICATIONS AUX ARTS.

INTRODUCTION.

L'HOMME est placé sur la terre avec des besoins dont a satisfaction nécessite l'emploi de tout ce qui l'en-oure. Cette nécessité, jointe au sentiment de curiosité qu'il porte en lui, l'amenèrent à l'examen des êtres ivans, des substances inorganiques qui pouvaient lui tre utiles ou nuisibles. Ses recherches s'étendirent à nesure qu'il s'éclaira ; il reconnut bientôt que les corps lont se compose le système terrestre réagissaient à haque instant les uns sur les autres, éprouvaient des hangemens dans leur état physique et souvent dans eur nature. Ses idées sur ce genre de phénomènes urent long-temps vagues et presque toujours déraisonnables. La manie de créer des systèmes basés sur l'i-nagination l'égara dans de fausses routes jusqu'au mo-nent où Bacon signala une erreur si funeste et montra que l'étude des sciences naturelles n'était que l'étude les faits. Dès lors on commença à procéder par une érie d'observations, d'expériences faites avec le soin iécessaire : les découvertes furent nombreuses et bien-ôt l'on dut se convaincre que l'homme ne pouvant em-rasser à la fois cette masse énorme de faits, le seul

moyen de le guider dans un pareil dédale était d'établir une division raisonnée de ces mêmes phénomènes.

Ce premier pas conduisit à l'observation de ce fait important : les corps sont de deux espèces.

Les uns sont formés de *matière;* par matière, nous entendons tout ce qui est soumis à cette grande loi d'attraction universelle qui porte les noms 1° de *gravitation*, lorsqu'elle s'applique aux corps célestes ; 2° de *pesanteur*, lorsqu'elle réagit sur les corps placés à la surface de notre globe ; 3° enfin *d'attraction moléculaire*, lorsqu'elle détermine la réunion des particules des corps.

Ces corps sont donc pesans ; ils sont en outre coërcibles, c'est-à-dire peuvent être retenus dans des vases, transvasés, etc., etc.

Certaines causes, au contraire, échappant aux moyens dont nous pouvons disposer pour constater la pesanteur, et n'étant pas susceptibles d'être renfermées dans nos vases, ont donc, comme matière, une existence problématique : on admet cependant la matérialité de ces causes, parce qu'on facilite ainsi l'explication des phénomènes qu'elles produisent. Ces causes sont au nombre de quatre : la lumière, le calorique, le fluide électrique et le fluide magnétique : ces considérations partagent les corps de la nature en deux divisions :

Corps impondérables.
— *pondérables.*

Mais les corps, quels qu'ils soient, ont deux espèces de propriétés : les unes inhérentes à la matière, et par suite communes à tous les corps; les autres particulières à chacuns ; ce qui établit une division dans cette étude ; 1° l'étude des propriétés générales des corps, et des phénomènes produits par les agens impondérables, s'appelle *physique :* 2° l'examen des propriétés parti-

culières à chaque corps pondérable, et des actions réciproques de ces corps, a reçu le nom de *chimie*.

On concevra facilement par l'exposé qui précède que celui qui se livre à l'étude des sciences expérimentales, doit commencer par la physique, et que cet examen terminé, il étudie la chimie. Cet ordre est le seul rationnel; on l'énonce d'une manière claire et succincte en disant que *la chimie commence où finit la physique*. Conséquemment la première de ces connaissances exige une connaissance sinon complète, au moins générale des phénomènes de la seconde. La lecture de ce traité sera donc précédée d'une étude préliminaire de physique : nous donnerons seulement un exposé rapide des propriétés générales de la matière et de l'action des agens impondérables.

Nous suivrons dans cet aperçu la division indiquée plus haut, c'est-à-dire qu'après avoir parlé des propriétés générales des corps pondérables, nous passerons à l'examen des propriétés particulières des fluides impondérables et de leurs actions sur les corps matériels.

PHYSIQUE.

DE LA MATIÈRE ET DE SES PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES.

Nous avons défini la matière; mais telle ne fut pas sans doute la définition des premiers observateurs : ils ont dû appeller *matière* tout ce qui tombait sous leurs sens, tout ce qui paraissait occuper un certain espace. Est-il nécessaire de rappeler ici jusqu'où peut aller le scepticisme de certains esprits? n'a-t-on pas été jusqu'à nier l'existence de la matière, jusqu'à se demander si cette existence n'était pas une aberration de nos sens? Question oiseuse qui, débattue et même résolue comme l'entendent ceux qui l'ont provoquée, ne conduirait à aucun résultat utile, et qu'il faut conséquemment reléguer parmi ces rêveries chimériques qui

ont été si long-temps un obstacle aux développemens de nos connaissances.

La matière possède des propriétés générales sans lesquelles on ne pourrait la concevoir, et dont l'ensemble peut aider à la caractériser, surtout pour ceux qui, peu versés dans l'étude des sciences, trouveraient notre définition trop laconique. Ces propriétés sont *l'étendue, l'impénétrabilité, la divisibilité, l'inertie, la mobilité et la porosité.*

L'ÉTENDUE est cette propriété que possède la matière d'occuper un certain espace : en effet une matière qui n'occuperait aucune place serait pour nous comme si elle n'existait pas. Les limites de l'étendue constituent la forme des corps; ces formes extrêmement variées résultent des divers arrangemens des particules qui portent ici le nom de *molécules constituantes*. L'étendue ou, pour employer l'expression ordinaire, le *volume* est aussi la place que tient un corps; elle a nécessairement trois dimensions, la *longueur*, la *largeur* et *l'épaisseur :* mais il n'existe aucune analogie entre le volume et la quantité de matière qu'un corps peut contenir. Cette quantité, qui peut varier beaucoup pour un même volume, constitue la *masse*.

L'IMPÉNÉTRABILITÉ peut être définie l'impossibilité où sont deux corps ou deux particules matérielles d'occuper le même lieu au même moment : cette propriété qui appartient à toute matière est moins évidente que celle qui précède. En effet, dans quelques phénomènes la pénétration paraît avoir lieu, mais cette illusion provient uniquement de ce que l'on confond le volume réel ou le *lieu* d'un corps avec son volume apparent; ce dernier est toujours plus grand parce que les molécules constituantes d'un corps ne se touchent pas. Ainsi, l'éponge plongée dans l'eau semble se laisser pénétrer par ce liquide : mais une observation attentive de ce fait et d'autres analogues, démontre qu'il y a déplacement, et non pénétration réelle. Dans l'exemple cité, l'air quitte les

pores de l'éponge et est remplacé par un volume égal d'eau.

La divisibilité. Tous les corps sont divisibles en deux, en trois, etc., etc. ; mais cette divisibilité a-t-elle des limites? Oui, si nous nous arrêtons aux moyens mécaniques qui sont à notre disposition, et d'ailleurs cette divisibilité devrait probablement s'arrêter (si on pouvait la pousser jusque-là), lorsqu'on aurait atteint la molécule matérielle ; mais de quelle nature sont ces molécules? On l'ignore; Newton les supposait solides, dures, invariables, insécables, etc., etc. Dalton prétend qu'elles diffèrent, pour chaque espèce de corps, par la grosseur, et conséquemment par le poids.

Dans un grand nombre de cas la divisibilité peut être prodigieuse. Par exemple, l'or peut être réduit en lames si minces qu'une feuille de 50 pieds carrés ne pèse qu'un grain ; cette surface peut se diviser en deux millions de parties sensibles à l'œil. Les émanations d'un grain de musc placé dans une chambre, se distribuent dans toute la capacité de cette chambre ; le poids du musc n'est pas sensiblement diminué, et par suite, la divisibilité qui a lieu, dépasse tout ce que peut concevoir notre imagination. La division des matières colorantes est un fait du même genre.

L'inertie. La matière est dans une indifférence absolue ; la supposez-vous en repos, elle y demeurera tant qu'une cause ou puissance n'interviendra pas pour changer cet état : cette propriété s'appelle *inertie*.

Les corps organisés sont animés par un principe qui échappe à toutes nos recherches, et dont nous sommes cependant obligés de reconnaître l'existence ; mais lorsque ces corps sont soustraits à ce principe vital, ils rentrent dans le domaine et participent aux propriétés des corps inorganiques.

La mobilité. Cette propriété résulte de la précédente : si la matière est inerte, elle doit être déplacée, toutes les fois qu'une cause ou *force* vient modifier son

état de repos. Alors elle se meut : ce nouvel état de la matière mue s'appelle *mouvement*.

Les forces qui peuvent mettre la matière en mouvement sont naturelles ou factices. Ces dernières résultent de notre volonté ; nous les employons pour mouvoir les corps que nous voulons faire servir à nos usages.

La porosité est cette propriété que possède toute matière d'être percée d'une infinité de petites cavités appelées *pores*. Cette propriété est une conséquence de la divisibilité.

L'attraction moléculaire est d'autant plus forte que les molécules sont plus rapprochées : cette attraction serait insurmontable si les particules étaient en contact immédiat, et conséquemment, toute matière serait impropre à nos usages, par suite de l'impossibilité où l'on serait de la partager. On fait dans l'économie domestique une application de la porosité pour la construction des fontaines à filtres : les pierres employées permettent à l'eau de passer à travers leurs pores, tandis qu'elles retiennent les corps plus grossiers qui troublaient la transparence du liquide.

Indépendamment de ces propriétés inhérentes à toute matière, il en est d'autres que l'on trouve, à la vérité, dans un assez grand nombre de corps, et qui cependant, comparées à celles que nous venons d'étudier, pourraient s'appeler spéciales. Il suffira de les nommer, et le lecteur pourra les définir lui-même : les principales sont la *solidité*, la *liquidité*, la *gazéité*, qui sont les trois états sous lesquels se présentent les corps pondérables ; la *dureté*, *l'élasticité*, la *compressibilité* et la *viscosité*. On pourrait encore citer la ductilité, la malléabilité, la tenacité, mais ces dernières propriétés se retrouvant en général, au plus haut degré, dans les métaux ; nous y reviendrons dans l'histoire de ces substances.

DES CORPS IMPONDÉRABLES.

Ces corps sont, comme nous l'avons dit, au nombre de quatre : le fluide lumineux, le calorique, le fluide électrique, le fluide magnétique. Les phénomènes qu'ils produisent sont plus particulièrement du ressort de la physique; cependant la connaissance des trois premiers est intimement liée à la chimie. Les phénomènes magnétiques, au contraire, n'avaient eu jusqu'ici aucun rapport avec cette dernière science, mais des expériences récentes tendent à prouver l'identité des fluides magnétique et électrique; cependant nous n'admettrons pas cette identité qui peut-être s'étendra à la lumière et au calorique, et nous reconnaîtrons quatre fluides distincts.

De la Lumière.

Un corps éclairé nous donne une sensation particulière : tout le monde est familiarisé avec cet effet; mais la nature de la lumière nous est inconnue. On peut classer et même expliquer les phénomènes lumineux : dans l'impossibilité où l'on est jusqu'ici d'en distinguer la cause, on établit une hypothèse, c'est-à-dire que l'on suppose une cause primitive qui doit expliquer tous ces faits. Cette cause n'est pas sans doute la véritable, mais elle aide à l'intelligence des phénomènes, et si par la suite un génie supérieur découvre ce qui nous échappe, la chaîne qui unit ces phénomènes ne sera pas rompue, il suffira de remplacer l'hypothèse admise par la cause elle-même.

Newton admettait que la lumière est produite par un fluide éminemment subtil, lancé en ligne droite des corps éclairés. Descartes, et après lui le célèbre Huygens, ont prétendu qu'elle résultait des vibrations d'un fluide élastique répandu dans l'espace, de même que le son est produit par les vibrations de l'air. Le système de l'émission ou celui de Newton, soutenu par le grand nom de son auteur, et je dirai presque

par cette réputation d'infaillibilité qui lui est si justement acquise, a été généralement adopté ; l'autre hypothèse paraissait même complètement abandonnée, lorsque Young, ensuite Petit, et enfin Fresnel, ces deux derniers enlevés si jeunes aux sciences, l'ont rappelée à l'attention des physiciens : les phénomènes nouveaux, comparés aux faits anciennement connus, augmentent tous les jours les probabilités en faveur du système des ondulations. Cependant les travaux immenses faits dans la première hypothèse donnent une explication plus élémentaire, et nous adopterons ce système dans l'exposé qui va suivre. Remarquons seulement que si l'on reconnaît la matérialité et l'émission d'un fluide lumineux, cette matérialité doit être infiniment petite : en effet, le choc d'un corps est égal à sa masse multipliée par sa vitesse, et pour la lumière cette vitesse est, suivant Roëmer, de quatre millions de lieues par minute : d'un autre côté le choc est insensible pour un organe aussi délicat que l'œil ; la subtilité de la masse dépasse donc toutes les bornes de notre imagination.

Le rayon lumineux lancé du corps éclairé emporte l'image du point d'où il est parti. Cette image se peint sur la rétine de l'œil et donne la sensation du point qui est alors rendu visible. Mais le mouvement de ce rayon peut éprouver pendant son trajet diverses altérations appelées *réflexion, réfraction, réfraction double, polarisation ;* nous expliquerons les deux premières modifications.

Tout rayon lumineux continue sa route en ligne droite tant qu'il se meut dans le même milieu diaphane; s'il rencontre un plan opaque et poli il est réfléchi : or, dans ce changement de route, le rayon réfléchi et le rayon incident sont dans un même plan perpendiculaire au plan poli, et l'angle de réflexion est égal à l'angle d'incidence. Cette loi prouvée par l'expérience suffit pour expliquer les phénomènes que présentent les miroirs plans ou courbes.

Si le rayon se mouvant en ligne droite dans un milieu diaphane, rencontre un autre milieu également diaphane, mais d'une densité différente, il est brisé au point d'immergence, et la direction qu'il prend varie avec la densité du deuxième milieu comparée à celle du premier. Le rayon réfracté et le rayon incident sont toujours dans un même plan perpendiculaire à celui qui sépare les deux milieux ; le rayon réfracté se rapproche de la ligne élevée au point de contact et perpendiculaire au plan qui sépare les deux milieux, si le deuxième milieu est plus dense que le premier, et il s'en écarte dans les cas contraires. Newton découvrit le premier que certains corps exercent sur la lumière une force attractive particulière. Le fait que nous venons de développer a reçu le nom de *réfraction*. La différence de cette déviation du rayon de son chemin en ligne droite dépend pour toute substance particulière de l'obliquité de ce rayon, relativement à la surface qui lui fait éprouver la réfraction ; or, Newton trouva que les corps inflammables faisaient éprouver aux rayons lumineux une déviation plus considérable que celle à laquelle, d'après leur densité, on avait lieu de s'attendre. Il en déduisit cette conjecture, étonnante pour l'époque où il vivait, que le diamant et l'eau contenaient un principe combustible.

Les milieux transparens ne réfractent pas seulement les rayons lumineux, ils décomposent également ce rayon dans les différentes couleurs qui le constituent. Cet effet est désigné par les physiciens sous le nom de *dispersion*, et par le vulgaire sous celui de *spectre solaire*. La rayon réfracté et reçu sur un carton blanc donne une image oblongue nuancée de sept couleurs distinctes, dans l'ordre suivant:

Rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo, violet.

Le rayon rouge est le moins réfrangible ; le violet au contraire l'est le plus. Newton s'est assuré qu'en divisant la totalité du spectre en 360 parties, le rouge

occupe 45 de ces parties ; l'orangé, 27 ; le jaune, 48 ; le vert, 60 ; le bleu, 60 ; l'indigo, 40 ; le violet, 80 ; mais on a prouvé depuis que les rayons diffèrent un peu relativement à l'étendue suivant la force réfringente du milieu, traversé par la lumière.

Cette décomposition de la lumière en sept couleurs primitives explique d'une manière assez satisfesante la coloration des corps. La plupart de ces derniers ont la propriété d'absorber la lumière ; mais cette faculté d'absorption ils ne l'exercent pas à l'égard de tous les rayons indistinctement : elle se borne pour quelques corps à celle d'un certain rayon coloré, et chacun d'eux réfléchit les rayons qu'il n'absorbe pas. Un corps rouge absorbe les autres couleurs, réfléchit le rouge et donne à l'œil la sensation du rouge. Un corps blanc réfléchit tous les rayons ; un corps noir les absorbe complètement. Les puissances refringentes et dispersives moyennes des corps ne sont pas proportionnelles entre elles ; dans quelques-uns des milieux qui réfractent, l'angle moyen de réfraction est plus grand, tandis que l'angle de dispersion est plus petit ; et dans d'autres l'angle moyen de réfraction est plus petit, tandis que l'angle de dispersion est plus grand : la connaissance du pouvoir moyen de réfraction d'une substance donnée ne peut donc nous mettre en état de déterminer son pouvoir de dispersion, et *vice versâ*.

La réfraction double a lieu dans les corps cristallisés. Si un rayon lumineux traverse un cristal dont la forme primitive n'est ni un cube ni un octaëdre, ce rayon est divisé en deux spectres nuancés des sept couleurs prismatiques. L'un de ces spectres suit les lois développées précédemment ; l'autre obéit à des lois particulières qui ont fait l'objet des recherches des physiciens les plus célèbres, mais dont la découverte paraît due à Huygens. La réfraction double et la polarisation de la lumière n'ont que des rapports indirects avec la chimie, et nous entraîneraient dans des considérations qui sont étrangères a la science qui nous occupe.

La lumière absorbée par les corps leur fait éprouver des changemens plus ou moins sensibles. Les plantes végètent péniblement dans l'obscurité ; leur couleur est toujours blanche, et elles ont peu de saveur : si on les expose à la lumière, leur couleur devient verte et leur saveur beaucoup plus forte. Les animaux mêmes ont besoin de la présence des rayons solaires, et leur couleur paraît dépendre de l'influence chimique de ces rayons ; en comparant entre eux des animaux vivans sous les pôles et sous les tropiques, ainsi que les parties de leurs corps exposées à la lumière, et celles qui ne le sont pas, on reconnaît la justesse de cette opinion. Mais la lumière agit d'une manière plus évidente sur certaines substances des trois règnes. Elle détruit assez facilement plusieurs couleurs végétales et animales ; la couleur des oxides rouges de mercure et de plomb devient plus légère lorsque ces oxides sont exposés au soleil ; dans la même circonstance les sels blancs d'argent noircissent très promptement, et l'argent peut être également ramené à l'état métallique. L'oxide d'or peut être réduit de la même manière. On supposait que ces réductions d'oxides étaient dues à l'action calorifique des rayons solaires ; mais plusieurs chimistes, parmi lesquels on remarque Wollaston, se sont assurés que le chlorure d'argent est plus rapidement noirci lorsqu'il est placé en dehors du rayon violet, et entièrement au-delà de la limite du spectre prismatique. Ces expériences délicates ont été répétées et en partie vérifiées. Bérard de Montpellier a fait voir que la propriété chimique était la plus intense à l'extrémité violette du spectre, et s'étendait même au-delà de cette extrémité. Du chlorure d'argent humide, exposé dans le spectre, n'éprouve aucune altération s'il est tenu dans la sphère du rayon rouge : s'il est tenu en deçà il noircit légèrement, et cet effet croît à mesure qu'il passe par les rayons orange, jaune, vert, bleu, indigo ; il atteint son maximum dans le violet. Du gayac, exposé aux rayons violets, passe promptement

du jaune au vert : un mélange gazeux d'hydrogène et de chlore abandonné à l'influence de ces rayons fit sur-le-champ explosion. La lumière produite par les gaz du charbon, par celui de l'huile, ne change pas la couleur du chlorure d'argent ; elle ne produit aucune action sur un mélange d'hydrogène et de chlore.

Telles sont les principales propriétés de la lumière, autant qu'il nous a été possible de les examiner dans un cadre aussi rétréci ; elles suffisent pour nous la faire considérer comme un corps ; mais ce qui la distingue particulièrement, ce sont les trois propriétés particulières qui manquent aux corps matériels. La première de ces propriétés est le pouvoir qu'elle a d'exciter en nous la sensation de la vision ; la seconde est la vitesse prodigieuse avec laquelle elle se meut toutes les fois qu'elle se sépare d'un corps avec lequel elle était combinée ; la troisième est qu'on n'a jamais trouvé ses molécules dans un état de cohésion capable de produire des masses d'une dimension perceptible. Il ne nous resterait plus qu'à parler des différentes sources d'où la lumière peut être émise sous formes visibles ; ces sources sont : 1° le soleil et les étoiles ; 2° la combustion ; 3° la chaleur ; 4° la percussion ; 5° le frottement ; 6° l'expansion ; 7° la pression subite d'un gaz. Ces différentes sources sont tellement liées à celles qui produisent le calorique qu'il suffira de les examiner dans l'étude de ce dernier agent.

Du Calorique.

Nous connaissons le calorique par ses effets : nous appelons *chaleur* la sensation que font éprouver les corps dont la température est plus ou moins élevée, et *calorique* la cause inconnue de cette sensation.

Le calorique est donc considéré hypothétiquement comme un fluide extrêmement subtil dont les molécules sont douées d'un pouvoir répulsif indéfini et qui, par leur distribution en proportions diverses dans les

corps, modifient la cohésion et produisent les trois états différens gazeux, liquide et solide. D'autres physiciens admettaient que les rayons calorifiques, accompagnant toujours les rayons lumineux, n'étaient qu'une modification de la lumière; mais les dernières découvertes de M. Herschel, confirmées en 1813 par Bérard, démontrent que le calorique est un corps distinct, ou au moins que ce serait en vertu de certains changemens qui nous sont inconnus, par exemple dans la vitesse, que la lumière aurait le pouvoir de produire de la chaleur.

Nous admettrons que le pouvoir calorifique et les pouvoirs colorans et éclairans des rayons lumineux suivent des lois différentes. Existe-t-il dans le spectre solaire deux espèces de rayons, ou bien est-ce en vertu de certains changemens que la lumière acquiert le pouvoir de produire de la chaleur? Ce sont des questions que l'état borné de nos connaissances ne nous permet pas de résoudre.

Tout corps *rayonne* ou envoie du calorique dans tous les sens; si cette émission a lieu de la part d'un corps plongé dans l'air ou dans un fluide quelconque à une plus basse température, le corps se refroidit en cédant son excès de chaleur au milieu dans lequel il est plongé, jusqu'à ce qu'il atteigne exactement sa température: mais si un deuxième corps plus froid reçoit sur sa surface quelques-uns des rayons émis, il les absorbe en partie, et la quantité de calorique qu'il émet étant moins grande que celle qu'il absorbe, il s'échauffe, et cet effet continue jusqu'à ce qu'il y ait équilibre de température entre les deux corps. Cette expérience offre quatre genres de phénomènes : 1° émission de la chaleur d'un corps quelconque, *pouvoir rayonnant*; 2° absorption de la chaleur, *pouvoir absorbant*; 3° transmission du calorique à travers les molécules d'un corps, *conductibilité*; 4° partie du calorique lancée par un corps et réfléchie sur la surface d'un autre corps, *pouvoir réfléchissant*.

POUVOIR RAYONNANT, ABSORBANT, RÉFLÉCHISSANT. Le pouvoir rayonnant d'un corps varie avec la nature de ce corps. Les expériences de Rumfort et Leslie ont prouvé que l'état de la surface influe sur le refroidissement, ou, ce qui est synonyme, sur le pouvoir rayonnant d'un corps. Ces expériences ont été faites en disposant deux miroirs concaves en face l'un de l'autre. Le corps chaud était placé au foyer du premier miroir, et le thermomètre au foyer du second. Ces physiciens ont démontré qu'une surface noire et dépolie rayonne plus fortement qu'une surface blanche et polie. Le pouvoir absorbant suit les mêmes lois que le précédent. Ils ont en outre observé que le degré d'inclinaison avait de l'influence sur l'absorption, et toutes choses égales, les rayons qui arrivent perpendiculairement sur la surface étaient absorbés plus facilement. Le pouvoir réfléchissant est en raison inverse des pouvoirs rayonnant et absorbant; ainsi une surface noire et dépolie réfléchit moins que la même surface blanche et polie. Les tables suivantes indiquent les pouvoirs rayonnans et réfléchissans de plusieurs corps.

Pouvoir rayonnant de diverses substances.		*Pouvoir réfléchissant de diverses substances.*	
Noir de fumée	100°	Laiton	100°
Papier à écrire	98	Argent	90
Cire à cacheter	95	Feuilles d'étain	85
Glace	85	Acier	70
Plombagine	75	Plomb	60
Plomb terni	45	Étain sur lequel on avait coulé du mercure	10
Plomb net	19	Verre	10
Fer poli	15	Verre enduit de cire et d'huile	5
Feuilles d'étain	12		
Or, argent et cuivre	12		

Si on détruit le poli du réflecteur en le frottant avec du papier sablé, le pouvoir réfléchissant est considé-

rablement affaibli. Une couche de colle diminue également la force de réflexion ; la diminution continue jusqu'à ce que l'épaisseur soit de 0,025; mais elle cesse si l'on applique une nouvelle couche en sus de cette épaisseur, effet que l'on doit attribuer sans doute à la non-conductibilité de l'enduit appliqué.

Les fluides élastiques paraissent être les seuls corps à travers lesquels puisse rayonner le calorique, et suivant Leslie, les liquides s'opposent à la transmission du calorique par rayonnement ; mais ils refroidissent avec tant de rapidité les corps chauds que l'on y plonge qu'il a été difficile jusqu'ici d'établir des lois sur cette partie. Les solides interceptent presque tous les rayons de chaleur émis ; l'effet produit varie, avec la nature du solide, son éloignement du corps chaud et son épaisseur.

Des résultats qui précèdent dérivent naturellement des instructions pratiques. Un liquide placé sur le feu dans un vase noirci et dépoli s'échauffera plus rapidement que si le vase eût été blanc et poli ; d'un autre côté, les vaisseaux tels que cafetière ou théière, dans lesquelles on désire que la chaleur se conserve, doivent être faits avec des métaux clairs et polis. Les tuyaux de vapeur destinés à échauffer les appartemens devront être à surface claire dans leur trajet, mais à surfaces noircies et dépolies lorsqu'ils sont arrivés aux endroits qu'ils doivent échauffer ; c'est par-la même raison que les vêtemens noirs sont plus chauds que les vêtemens blancs, que les arbres disposés en éventail sur un mur blanc donnent des fruits précoces.

Conductibilité. Nous avons vu que la transmission de la chaleur ne se faisait pas seulement par rayonnement, mais qu'elle se propageait dans les corps de molécules à molécules, et nous avons désigné ce phénomène sous le nom de *conductibilité*. Ce mouvement même dans les meilleurs conducteurs est beaucoup plus lent que le rayonnement ; tout porte à croire que le calorique éprouve quelque obstacle pour passer d'une

molécule à une autre, et qu'il existe entre ce calorique et chaque corps une force attractive particulière. L'énergie de cette attraction mesure la faculté conductrice des corps. On appelle *bons conducteurs* ceux qui laissent passer aisément le calorique, et *mauvais conducteurs* ceux que cet agent traverse difficilement.

Les solides conduisent en général assez bien le calorique, cependant il existe entre ces corps une grande différence. Cette faculté fut l'objet de quelques expériences intéressantes d'Ingenhouse : son appareil était une boîte rectangulaire dont une paroi était traversée perpendiculairement par un certain nombre de verges égales, de divers métaux, et enduites de cire à leur extrémité en dehors sur la longueur de quelques centimètres. Il versait de l'eau chaude dans la boîte : l'ordre dans lequel cette cire fondit dans cette expérience, et par conséquent la faculté conductrice des verges fut ainsi qu'il suit :

Argent,		Platine,	
Or,		Fer,	très inférieurs aux autres.
Cuivre,	égaux.	Acier,	
Etain,		Plomb,	

Les pierres suivent les métaux, mais elles varient considérablement dans leur puissance conductrice. Les pierres denses occupent le premier rang ; viennent ensuite les briques, la poterie, etc. ; puis le verre et les bois desséchés. La faculté conductrice de ces derniers corps est si faible, que l'on peut tenir impunément avec la main un tube de verre à une très petite distance du point où il est en fusion, ou un morceau de bois sec très près du point où il est enflammé. Si au contraire une barre de fer est chauffée au rouge à une de ses extrémités, ce n'est qu'à une assez grande distance de cette extrémité que la main en supportera la température.

La faculté conductrice des plumes, de la soie, de la laine, du coton, du poil est encore plus faible; c'est ce qui rend l'usage de ces substances comme vêtemens préférables; elles s'opposent à la perte de la chaleur du corps. Le comte de Rumfort a fait une suite d'expériences ingénieuses sur la capacité conductrice de ces corps, qu'il a reconnue être en raison inverse de la finesse de leur tissu.

On n'a pas encore fait des recherches bien exactes sur le pouvoir conducteur des liquides. Ces corps, et probablement les fluides élastiques conduisent, mais très faiblement le calorique : ce dont on peut s'assurer pour les liquides en les chauffant à leur partie supérieure. Le calorique dans ces corps se transmet peu ou point par la conductibilité; il est plutôt *charrié* d'une couche à l'autre par un mouvement de transport tel que celui qui s'effectue dans l'ébullition lorsque le feu étant appliqué à la partie inférieure du liquide que l'on veut échauffer, les parties dilatées par la chaleur et plus légères gagnent le haut du vase, en cédant la place aux parties plus froides et plus pesantes, et qui s'échauffent à leur tour.

Dilatation, expansion. Un corps auquel on applique la chaleur se dilate dans toutes les dimensions, et par conséquent se contracte lorsqu'il est refroidi. Ces dilatations et contractions sont assez régulières dans les trois genres de corps, solides, liquides, fluides élastiques; mais le passage d'un état à l'autre modifie cette régularité dans une proportion très considérable. Le mercure se contracte à peu près uniformément pour des diminutions égales de chaleur, mais il perd de suite les 0,053 de son volume au moment de sa congélation. L'eau, en se convertissant en vapeur, occupe un volume 1700 fois plus considérable qu'à l'état liquide. Il ne faut cependant pas conclure que toute soustraction de calorique diminue le volume d'un corps : cet effet est loin d'être général; car on est fondé à croire que tous les corps susceptibles de cristalliser

augmentent de volume lorsqu'ils passent de l'état liquide à l'état solide. Cette anomalie constatée et calculée exactement pour l'eau est une nouvelle preuve de la prévoyance du créateur; si cette dilatation, au moment de la solidification, n'avait pas lieu, le glaçon qui surnage occuperait la partie inférieure d'une masse liquide, ne pourrait éprouver l'action calorifique des rayons solaires, et bientôt l'océan ne présenterait plus qu'un solide immense et indestructible.

La force avec laquelle l'eau congelée tend à augmenter de volume est tellement considérable, qu'elle est capable de briser les enveloppes les plus résistantes. C'est à cette augmentation de volume qu'est due l'action de la gelée sur les plantes; l'eau qu'elles renferment venant à se congéler, brise les enveloppes qui la compriment, et détruit leur système organique. Le même effet a lieu sur les pierres qui sont assez poreuses pour que l'eau les pénètre. Aussi pour reconnaître les pierres gelives il suffit d'en plonger un fragment dans une dissolution de sulfate de soude qui, en cristallisant, produit le même effet que la gelée.

Les travaux de Deluc, Lefebvre-Gineau, etc., ont prouvé que le maximum de densité de l'eau est à 4°, 4; son volume augmente lorsqu'elle se refroidit ou lorsqu'on l'échauffe. La chaleur produit donc deux effets opposés. Ce phénomène n'est pas particulier à l'eau, on le retrouve, comme nous l'avons dit, dans les dissolutions salines, dans les métaux cristallisables; mais il n'a pas lieu dans les huiles, le miel, l'acide sulfurique, etc.

La dilatation des solides est si peu considérable, qu'il faut employer des moyens très précis pour la mesurer avec exactitude; elle diffère dans chaque substance; en outre chaque solide se dilate inégalement à des températures différentes. Cette inégalité, peu sensible dans les basses températures, augmente avec la chaleur; ainsi la plupart des métaux se dilatent beaucoup plus de 300 à 400 que de 100 à 200; la dilatation

devient encore plus grande en approchant du point de fusion. Le verre se dilate plus que les métaux et surtout que le mercure.

La dilatation des corps solides, quoique très petite, comme nous venons de le dire, produit cependant sur des barres très longues des variations si considérables, qu'il est souvent indispensable d'y avoir égard. Ainsi les tuyaux de fonte, destinés à conduire les eaux, éprouvent, par le changement de température des saisons, des variations de longueur si grandes, qu'elles détermineraient souvent leur rupture si elles n'avaient pas été prévues. Pour empêcher les accidens, les bouts de tuyau s'emboîtent à frottement de manière à ce que les variations de température n'aient d'autre effet que de faire entrer les tuyaux plus ou moins les uns dans les autres.

La dilatation des liquides est plus considérable que celle des solides, mais elle est encore moins uniforme. Ainsi, par une même augmentation de température, le mercure se dilate beaucoup moins que l'eau; l'expansibilité des liquides augmente aussi avec la température; l'eau se dilate moins de 10 à 20 que de 70 à 80°.

La connaissance exacte de la dilatation des gaz étant souvent d'une grande importance pour le chimiste, on a cherché à calculer cette dilatation avec exactitude: les résultats ne s'accordent pas. Cependant les expériences de MM. Dalton et Gay-Lussac paraissent mériter toute confiance, et leurs travaux prouveraient que tous les gaz, lorsqu'ils sont placés dans les mêmes circonstances, éprouvent la même expansion par l'addition d'une quantité égale de calorique. Il suffit donc de connaître la loi d'expansion d'un gaz quelconque: or, suivant M. Gay-Lussac, un volume d'air se dilatera en passant de 0° à 100° de 0,375 de son volume, conséquemment par chaque degré de 0,00375, ou 1/266,67.

Ainsi pour avoir le volume d'un gaz à une température, quand on connaît son volume à 0°, il suffira de

diviser le volume à 0° par 266,67 et d'ajouter autant de fois le nombre trouvé qu'il y a de degrés au-dessus de zéro, ou de retrancher ce même nombre autant de fois qu'il y a de degrés au-dessous.

Les expériences de M. Gay-Lussac semblent indiquer que la dilatation des vapeurs de l'eau, de l'éther sulfurique, etc., suit la même loi que celle de l'air et des gaz permanens. On en peut alors conclure que tous les fluides élastiques se dilatent uniformément et également par les mêmes quantités de calorique.

Thermomètre. La propriété que les corps ont de se dilater par la chaleur donne un moyen très simple de mesurer les températures relatives. L'instrument dont on se sert le plus ordinairement est un tube de verre creux, terminé à l'une de ses extrémités par une boule soufflée et simplement fermé à l'autre. On remplit de mercure cette boule et une partie du tube ; on fait bouillir le mercure de manière à chasser l'air, puis on scelle l'extrémité ouverte à la lampe, on plonge successivement l'instrument dans la glace fondante et dans l'eau bouillante, on note le point où s'arrête le mercure dans ces deux immersions, et on divise l'intervalle en cent parties appelées degrés. La graduation se prolonge au-dessus de 100° et au-dessous de 0°. La construction du thermomètre suppose donc que le tube est parfaitement calibré, c'est-à-dire d'un diamètre intérieur égal dans toute son étendue ; que les dilatations du liquide sont uniformes ou égales pour des accroissemens égaux de température ; ce qui a lieu sensiblement pour le mercure entre le 200e degré au-dessus de l'eau bouillante, et le 36e degré au-dessous de la glace fondante.

Quelquefois on emploie l'esprit-de-vin au lieu de mercure ; les thermomètres à alcool ne peuvent mesurer les degrés au-dessus de 80° centig., point d'ébullition de l'alcool, mais ils sont plus propres à mesurer les basses températures, puisque l'esprit-de-vin ne se congèle que par un froid de 68° environ. Outre le thermomètre centigrade, c'est-à-dire celui où l'inter-

valle de la glace fondante à l'eau bouillante est divisé en 100 parties, il en existe trois autres, savoir : celui de Réaumur ou de Delue, dans lequel le même intervalle est divisé en 80 parties ou degrés. Quatre de ces degrés équivalent donc à 5 du thermomètre centigrade.

Le thermomètre de Fahrenheit, généralement employé en Angleterre, a pour points fixes l'eau bouillante, le froid produit par un mélange de sel marin et de glace pilée. L'intervalle entre les deux points est divisé en 212°; son 32° correspond au 0° du thermomètre centig. et de Réaumur. Il est donc divisé de ce point à la température de l'eau bouillante en 180°; 9 de ces degrés correspondent ainsi à 5° du thermomètre centigrade.

Celui de Delisle n'est usité qu'en Russie; il n'a qu'un point fixe, celui de la chaleur de l'eau bouillante où l'on marque 0°; il est divisé de 0° à 150°; donc 7 1/2 de ces degrés correspondent á 5° du thermomètre centigrade.

Les thermomètres ne peuvent, comme on le voit, mesurer les températures au-dessus du degré d'ébullition du mercure qui est 347°. On a donc construit, pour l'appréciation des hautes températures, des instrumens connus sous le nom de pyromètres. Celui de Wedgwood est le plus usité. Nous ne donnerons pas sa description, non plus que celle du thermomètre à air, ni autres de différentes espèces qui appartiennent particulièrement à la physique.

Points de congélation. Le calorique appliqué à un corps le fait passer de l'état solide à l'état liquide, et enfin à celui de fluide élastique. Le degré auquel a lieu ce changement d'état est bien connu pour les corps dont le changement se fait sans intervalle, et quoiqu'à l'égard des autres il soit probablement constant, il est plus difficile de l'évaluer à raison du nombre infini de nuances d'amollissement que ces corps éprouvent avant d'arriver à leur plus grand état de fluidité. Lorsqu'un corps est habituellement à l'état liquide, on appelle la

température à laquelle il prend la forme solide son *point de congélation ;* ainsi on donne ce nom au point où l'eau devient glace. On appelle *point de fusion* la température qu'exige un corps ordinairement solide pour sa liquéfaction. Le point de fusion du plomb est à 260° centig. On désigne enfin sous le nom de *point d'ébullition* le degré de chaleur qu'exige un corps ordinairement liquide pour se convertir en fluide élastique. Les tables suivantes donnent les points de fusion, de congélation et d'ébullition de certaines substances.

POINTS DE FUSION.

Substances.		Points de fusion.
Blanc de baleine		44°
Bismuth		247 ou 256
Cire blanche		68
Cire jaune		61
Etain		210 à 228
Phosphore		42
Suif		33
Soufre		109
Alliage de	Plomb . . 5	100
	Etain . . . 3.	
	Bismuth . 8	

POINTS DE CONGÉLATION.

Substances.	Points de congélation
Ammoniaque liquide	43°
Ether	43
Eau	0
Huile d'anis	10
— de Bergamotte	5
— d'olives	2
— de térébenthine	—10
Lait	— 1
Mercure	—40
Sang	— 4
Vinaigre	— 2

POINTS DE CONGÉLATION.

Acide sulfurique	de 977	d'acide sur	1,000	d'eau	— 7°
Idem	de 758	*id.*	1,000	*id.*	— 4
Idem	de 10	d'acide mêlé à	100	*id.*	—14
Idem	de 25	*id.*	100	*id.*	—14
Acide nitrique	de 10	*id.*	100	*id.*	— 7
Idem	de 23,4	*id.*	100	*id.*	—14

POINTS D'ÉBULLITION.

Substances.	Terme de l'ébullition.	Substances.	Terme de l'ébullition.
Acide nit. pes. 1,42	120	Alcool	78°
Acide sulf. pes. 1,849	318	Ammoniaque	60

POINTS D'ÉBULLITION.

Substances.	Terme de l'ébullition.	Substances.	Terme de l'ébullition.
Carbonate de potasse liq.	127	Mercure	347
Eau	100	Phosphore	290
Ether sulfurique	36	Soufre	299
Huile de lin	316	Sulfure de carbone	47

On a observé que le point de fusion des corps était susceptible de varier considérablement. Le terme d'ébullition est encore moins facile à déterminer, car il dépend entièrement de la pression atmosphérique qui pèse sur la masse liquide, pression qui est en général équivalente à celle d'une colonne de mercure de 76 centimètres ou d'une colonne d'eau de 992 centimètres ou 32 pieds.

Le point d'ébullition d'un liquide s'élève ou s'abaisse selon que la pression barométrique augmente ou diminue : l'on est donc convenu de faire bouillir, sous la pression de 0,76, l'eau destinée à déterminer l'un des points fixes du thermomètre.

Calorique latent. Avant 1757, époque où le docteur Black donnait ses leçons de chimie à Glasgow, on supposait généralement que les solides échauffés jusqu'à leur point de fusion étaient convertis en liquides par l'addition d'une petite quantité de chaleur, et que réciproquement ces liquides repassaient à l'état solide par une légère diminution de calorique. Ce fut ce savant qui démontra que ce passage de l'état solide à l'état liquide exigeait une quantité de chaleur considérable qui disparaissait, et par conséquent devenait insensible au thermomètre. Une masse de glace à 0°, placée sur le feu passe à l'état liquide ; mais le thermomètre est stationnaire tant qu'il y a de la glace à fondre : l'eau placée dans les mêmes circonstances s'échaufferait, il faut donc en conclure que le calorique, dégagé par la source de chaleur, passe à un état *latent*, pour se montrer de nouveau lorsque l'eau redevient glace. Or, si l'on mêle une livre d'eau à 0°, et

une livre d'eau à 75°, le mélange est deux livres d'eau à 37°,5; tandis que si l'on mêle une livre de glace à 0° et une livre d'eau à 75°, la glace se fond, et le mélange offre deux livres d'eau à 0°, c'est-à-dire que la glace, pour se fondre, absorbe la chaleur qu'il faudrait pour élever son poids d'eau de 0° à 75°. Le passage à l'état gazeux présente le même phénomène : le mélange de 1 partie à 100° et de 5 parties d'eau à 0° est à 16°,6, tandis que si l'on fait arriver une livre d'eau en vapeur dans 5 livres d'eau à 0°, on obtient 6 livres d'eau qui sont environ à 100°; ou en d'autres termes, la chaleur nécessaire pour vaporiser une quantité donnée d'eau élèverait 5 fois le même poids d'eau de 0° à 100°. J'ai préféré faire le calcul sur des nombres entiers; mais l'expérience, lorsqu'elle est faite avec toute la précision possible, prouve que :

La glace en se fondant absorbe 77°,25 de chaleur, l'eau en se vaporisant absorbe 538° à 550° de chaleur.

Le docteur Black donna à ce calorique le nom de *calorique latent*, parce que la présence n'en est point indiquée par le thermomètre; il s'assura de plus que ce phénomène n'est pas particulier à l'eau; plusieurs solides en devenant liquides, la cire, le suif, le blanc de baleine, le soufre, l'alun, le nitrate de potasse, éprouvent le même effet; ainsi le soufre exige 80°, le blanc de baleine 81°, le plomb 90°, la cire 98°, le zinc 274°, l'étain 278°, le bismuth 306°.

Calorique spécifique. La quantité de chaleur que demande un corps pour passer d'un degré à un autre du thermomètre varie pour chaque genre de substances : on lui donne le nom de *calorique spécifique*, et on peut la determiner de trois manières différentes :

Première méthode. Par la fusion de la glace : si un corps porté de 0° à 50° a exigé plus de calorique qu'un autre, il est évident qu'il cédera plus de calorique lorsqu'il se refroidira de 50° à 0°. Par conséquent si on le plonge dans la glace il liquéfiera une dose plus con-

sidérable de cette dernière substance, et le poids de l'eau produit serait en rapport avec son calorique spécifique. Cette méthode est due à MM. Lavoisier et Laplace : ils ont opéré avec un appareil auquel ils ont donné le nom de *calorimètre;* c'est une suite de cages métalliques concentriques, s'enveloppant successivement : on peut se servir plus simplement d'un morceau de glace dans lequel on a pratiqué une cavité qui reçoit le corps dont on veut évaluer le calorique spécifique. Ces physiciens ont observé, par exemple, qu'une masse d'eau placée dans leur calorimètre fondait 2 livres, ou 18432 grains de glace pour passer de 100° à 0°, tandis qu'un poids égal de mercure ne fondait, dans le même changement de température, que 7 gros 38 grains ou 542 grains : ils ont conclu de cette différence que le calorique spécifique de l'eau étant 18432, celui du mercure était 542, ou que celui de l'eau étant 1, celui du mercure était $\frac{542}{18432}$ ou 1/34, ou 0,0290.

Seconde méthode. Par les mélanges : si on mêle une livre d'eau à 35°, et une livre de mercure à 0°, le mélange est à 34°. On en conclut que la chaleur qui élève l'eau de 1° élève le mercure de 34, ou, en d'autres termes, que le calorique spécifique du mercure est 1/34, ou 0,0290, celui de l'eau étant 1.

Troisième méthode. Par le refroidissement : l'expérience prouve que plus un corps exige de chaleur pour s'élever à une certaine température, plus il mettra de temps pour revenir de cette température à son état primitif : conséquemment, si on élève plusieurs corps à la même température, les temps de refroidissement seront en rapport avec leur calorique spécifique. Cette dernière méthode, employée par MM. Dulong et Petit, et ensuite par M. Despretz, leur a donné des résultats qui s'accordent avec ceux obtenus par les méthodes précédentes. Ces résultats ont été relatés dans les annales de chimie.

Les tables qui donnent le calorique spécifique des corps sont en grand nombre, mais elles sont tellement

contradictoires, que nous nous dispenserons de les rapporter ici.

Les trois méthodes que nous venons de développer ne sont pas applicables aux fluides élastiques; on doit à Delaroche et Bérard un moyen très exact qui donne la capacité des substances gazeuses pour le calorique. Il serait trop long de rappeler ici les détails de leurs expériences : ce mémoire a été imprimé dans les annales de chimie de 1813; nous nous contenterons de rapporter quelques-uns de leurs résultats dans la table suivante :

Calorique spécifique des gaz, d'après de Laroche et Bérard.

Rapporté à l'eau.		Rapporté à l'air.		
			Même vol.	Même poids.
Eau	1,0000	Air	1,0000	1,0000
Air	0,2669	Hydrogène	0,9033	12,3401
Hydrogène	3,2936	Acide carbon.	1,2583	8,8280
Acide carbonique	0,2210	Oxigène	1,9765	1,8848
Oxigène	0,2361	Azote	1,0000	1,0318
Azote	0,2754	Gaz oléifiant	1,5530	1,5763
Gaz oléifiant	0,4207			

Le calorique spécifique d'un corps paraît augmenter avec sa température; mais on ne connaît pas encore exactement quelle est la loi que suit cette capacité dans son accroissement.

Sources du calorique. Nous avons donné un aperçu des propriétés et des effets du calorique; examinons les moyens par lesquels cet agent peut être dégagé et rendu sensible, ou les différentes sources d'où on peut l'obtenir. Ces moyens peuvent se réduire à six : 1° le calorique émane du soleil par rayonnement : 2° il est dégagé dans la combustion; 3° il est rendu sensible par la percussion ou par la compression; 4° le frottement; 5° l'électricité; 6° les mélanges et combinaisons chimiques. Les sources de la chaleur sont donc les mêmes

que celles de la lumière : on sait en effet que le calorique dégagé en grande quantité est toujours accompagné de lumière.

Les rayons solaires produisent peu d'effet sur les corps diaphanes, tandis qu'ils échauffent sensiblement les corps opaques, et l'élévation de température dans ces derniers est d'autant plus grande que leur couleur est plus foncée : cependant cet effet s'élève à peine à 50° ; mais on peut l'augmenter en concentrant ces rayons au moyen des lentilles.

Le calorique est dégagé dans la combustion ; nous développerons cette partie lorsque nous parlerons de l'agent de la combustion ou de l'oxigène.

On sait qu'il se produit du calorique par la percussion des corps durs entre eux ; tout le monde est familier avec les étincelles qui s'échappent dans la collision de l'acier sur le caillou. Les gaz comprimés dégagent aussi de la chaleur ; c'est sur ce principe qu'est fondé le briquet à air qui n'est qu'un cylindre creux fermé par un bout et dans lequel se meut un piston ; un morceau d'amadou est fixé dans une cavité pratiquée sous le piston ; en abaissant rapidement ce dernier, la compression subite de l'air, renfermé dans le cylindre, enflamme l'amadou. Ce dégagement du calorique paraît dû à une condensation permanente ou temporaire du corps frappé ou du gaz comprimé ; mais il n'est pas aussi facile d'expliquer le calorique produit par le frottement. Comment cet agent est-il alors dégagé? Ce n'est pas en augmentant la densité des corps frottés, car il se produit de la chaleur lorsque l'on frotte deux corps mous, comme chacun peut s'en convaincre en frottant rapidement sa main sur son vêtement : on ne peut d'un autre côté attribuer cet effet à la diminution du calorique spécifique des corps frottés ; car, suivant Rumford, il n'y a pas de diminution sensible, et même en l'admettant, le calorique dégagé serait insuffisant pour rendre raison de l'énorme chaleur qui se développe : on ne peut également sup-

poser qu'il y ait fixation d'oxigène, comme le prouvent les expériences de M. Pictet de Genève : nous sommes donc jusqu'ici hors d'état d'expliquer ce phénomène.

Les mélanges chimiques dégagent souvent de la chaleur, et quelquefois produisent l'effet inverse ; le mélange de quatre parties d'acide sulfurique et d'une partie de glace donne une chaleur considérable, tandis que celui fait à parties égales refroidit fortement les corps que l'on y plonge : cet effet est facile à expliquer ; dans les deux cas la glace est fondue ; sa fusion est due à la chaleur produite par l'affinité de l'acide sulfurique pour l'eau : mais dans le premier cas le calorique dégagé est supérieur à celui qu'exige la glace pour se fondre, tandis qu'il est insuffisant dans le second, et conséquemment la glace enlève alors de la chaleur aux corps environnans, dont la température s'abaisse en proportion. Telle est la cause du froid produit par les mélanges frigorifiques.

L'effet du calorique n'est pas seulement de dilater les corps, de les faire passer successivement par les états liquide et fluide élastique ; cet agent opère souvent la décomposition d'un grand nombre d'entre eux soit en séparant leurs élémens, soit en réunissant ces élémens dans un autre ordre. 1° La différence de volatilité est une cause de décomposition : ainsi l'alcool se sépare de l'eau dans la distillation ; 2° les composés dans lesquels entre l'oxigène, mais qui n'ont pas éprouvé ce qu'on appelle la combustion apparente, sont en général détruits par le calorique ; par exemple, l'acide nitrique et un grand nombre d'oxides métalliques : 3° s'il y a eu combustion vive pendant la fixation de l'oxigène, le résultat se décompose rarement sous l'influence du calorique, exemple : l'eau, les acides phosphorique et carbonique ; 4° les composés binaires formés d'élémens combustibles sont facilement décomposés par le calorique ; 5° enfin les substances végétales et animales dans lesquelles entrent l'oxigène et deux ou

trois élémens combustibles sont toutes détruites par la chaleur.

Les applications du calorique à la chimie sont tellement nombreuses qu'il serait impossible de les rappeler toutes ici; nous aurons d'ailleurs occasion de nous en convaincre en parlant des corps simples ou composés que nous étudierons dans cet ouvrage.

De l'Électricité.

Un morceau d'ambre jaune ou de succin frotté attire les corps légers placés dans son voisinage : cette attraction est le premier phénomène électrique consigné dans l'histoire de la science. C'est du mot *électron*, nom grec du succin, qu'est dérivé celui d'*électricité*. Cette science a pour objet l'étude des attractions et répulsions électriques, et l'explication des phénomènes de la foudre, des éclairs, etc. Plus tard on s'aperçut que si, après avoir frotté avec la main ou un mouchoir de soie bien sec un tube de verre ou un morceau de résine, on l'approche de quelques parcelles de papier, de duvet, de plume, ou mieux encore de filamens métalliques, ces corps sont attirés d'abord et ensuite repoussés. On ignore jusqu'ici la cause de ces phénomènes, et les physiciens sont même divisés d'opinion sur l'hypothèse que l'on doit admettre. Les uns supposent avec Franklin que les corps peuvent être excités (électrisés) de deux manières, soit en ajoutant une dose d'électricité à celle qu'ils contiennent dans l'état naturel, soit en les privant d'une portion de cette dernière électricité : dans le premier cas ils sont électrisés *positivement* ou *en plus*, et *négativement* ou *en moins* dans le second : lorsque les corps ne contiennent que leur dose ordinaire de fluide, leur électricité ne se manifeste pas, ils sont à l'état neutre ou naturel. D'autres physiciens admettent avec Dufay que les corps renferment un fluide naturel composé de deux fluides : le premier est celui que donne le verre lorsqu'il est frotté, on l'appelle *vitré* ;

le second est celui qui se développe par le frottement d'une résine, il est nommé *résineux;* il y a attraction entre les molécules de noms différens, répulsion entre les molécules de même nom. Dans l'expérience précédente le verre et la soie renferment leur dose de fluide naturel; si on les frotte, une partie du fluide résineux du verre passe dans la soie qui manifeste alors l'action résineuse, tandis qu'une partie correspondante du fluide vitré de la soie passe dans le verre qui présente alors les phénomènes vitrés : si actuellement le verre est présenté à un corps à l'état naturel, le fluide naturel de ce dernier corps sera décomposé par influence; son fluide résineux s'accumulera à la surface qui avoisine le verre, il y aura donc *attraction;* mais après le contact, le fluide résineux de cette surface sera plus que neutralisé par une partie du fluide vitré du verre et les deux corps seront électrisés vitreusement, le verre par la partie de fluide vitré qui lui reste, le corps par la partie de ce fluide qu'il aura pris surabondamment au verre : conséquemment après le contact il y aura *répulsion.*

Ces deux hypothèses, comme nous l'avons dit, se partagent le monde savant. Cependant celle de Dufay semble se lier mieux à tous les phénomènes, et elle est adoptée plus généralement aujourd'hui. On peut d'ailleurs voir *a priori* que ces deux hypothèses ne sont pas très éloignées l'une de l'autre. L'électricité *positive* de Franklin est l'électricité *vitrée* de Dufay, et l'électricité *résineuse* de celui-ci est l'électricité *négative* de Franklin. J'adopterai de préférence la première dans cet extrait.

Les corps conduisent plus ou moins facilement les fluides électriques : les *bons conducteurs* sont les métaux, le charbon sans hydrogène, la plombagine et la plupart des liquides; les corps *mauvais conducteurs* sont le verre, les résines, le soufre, etc.

La table ci-dessous présente la liste des différens conducteurs. Plus la place qu'une substance occupe

dans la table est élevée, et plus cette substance est bon conducteur.

Or.
Argent.
Cuivre.
Platine.
Fer.
Étain.
Mercure.
Plomb.
Autres métaux.
Charbon.
Terres et pierres.
Eau chaude.
Eau froide.
Liquides, excepté les huiles.
Verre chauffé au rouge.
Résine.
La glace.
Sels en général.
Fluides animaux.
Acides.
Dissolutions salines.
La vapeur.
L'air chaud.

Les fluides électriques ne pénètrent pas dans l'intérieur des corps, mais arrivent à la surface. Ce fait est une conséquence de la répulsion que les particules d'un même fluide exercent entr'elles; de plus, si l'air est sec et chaud et si le corps est isolé, le fluide reste fixé à cette surface, puisque l'air, étant mauvais conducteur, ne peut lui livrer passage. Deux sphères égales, l'une creuse, l'autre pleine, excitées de la même manière, présentent la même énergie électrique. Il résulte de là que les corps mauvais conducteurs sont les seuls susceptibles de devenir électriques par le frottement; dans ce cas l'électricité développée en un point reste fixée à l'endroit frotté, ne peut se disséminer sur la surface, et conséquemment devenir insensible.

Les principaux phénomènes électriques sont ceux qu'offrent la machine électrique, la bouteille de Leyde, l'électrophore, l'électromètre, le condensateur, les pointes et la pile de Volta : la description et l'explication des cinq premiers sont consignées dans tous les ouvrages de physique et ne peuvent trouver place ici; je me contenterai donc de parler des pointes et de la pile de Volta. Le pouvoir des pointes est d'une importance majeure puisqu'il nous a donné les moyens de

garantir nos édifices des ravages de la foudre : la pile voltaïque est d'un emploi fréquent en chimie, les actions qu'elle produit nécessitent donc un examen particulier.

Des pointes. Le fluide électrique tend à se répandre de lui-même sur la surface des corps, car la quantité qu'il est possible d'accumuler sur un corps est proportionnelle à sa surface. M. Poisson a déterminé par le calcul la loi de distribution de l'électricité sur la surface des différens corps ; dans un ellipsoïde la couche électrique la plus considérable est aux extrémités du grand axe ; plus le corps s'alonge, plus l'électricité se porte vers la partie aiguë; et lorsque le conducteur dans lequel l'électricité est accumulée se termine en pointe, l'accumulation du fluide à ce point est si considérable qu'il surmonte la résistance de l'air, et le corps se décharge : de là résulte l'avantage des paratonnerres. Ce sont des tiges métalliques droites et inflexibles, placées verticalement au sommet d'un bâtiment. Si un nuage électrique passe au-dessus d'un édifice, il pourrait se décharger instantanément sur cet édifice, si la couche d'air n'est pas assez considérable pour s'y opposer : le paratonnerre a pour objet de décharger successivement ce nuage pendant son passage : supposons que l'électricité du nuage soit vitrée ; le fluide naturel du paratonnerre sera décomposé, son fluide résineux se rendra par la pointe dans le nuage et le neutralisera totalement ou en partie, tandis que le fluide vitré du paratonnerre sera refoulé dans le sol. Il est donc important que ce refoulement n'éprouve aucune résistance ; on y parvient par un système de conducteurs régulièrement établi de la base du paratonnerre dans l'intérieur du sol sur lequel repose l'édifice.

Electricité galvanique, pile de volta. L'électricité dont nous venons de parler était la seule connue, lorsqu'en 1789 une expérience de Galvani, physicien de Florence, attira l'attention de l'Europe savante et fit considérer cette science sous un nouveau point de vue. Galvani faisait des expériences sur la susceptibilité

des organes musculaires : il reconnut que si, après avoir mis à nu le nerf crural et les muscles lombaires d'une grenouille, on plaçait une plaque de zinc sur le nerf, une plaque de cuivre sur le muscle, et que si, les plaques ainsi disposées, on établissait le contact entre elles, les muscles de la grenouille éprouvaient un mouvement convulsif. Ce simple fait a donné naissance au *Galvanisme*, à cette branche de connaissances qui, enrichie par les travaux des Volta, Davy, Wollaston, etc. a présenté des résultats inattendus et si importans qu'ils ont changé toutes nos idées sur les sciences chimiques.

Galvani attribua les convulsions des organes de la grenouille aux effets d'un fluide particulier qu'il appela *électricité vitale*, fluide qui dans son opinion était logé dans le nerf et transmis aux muscles par les métaux : Volta considéra ce phénomène comme un effet de l'électricité développée par le contact des deux métaux et enfin avança cette idée si hardie que le simple contact de deux substances hétérogènes produisait de l'électricité qui, bien que faible, pouvait cependant produire une action sur des organes d'une nature aussi délicate : il prouva son assertion en accumulant le fluide dans un électromètre à paille surmonté d'un condensateur. Dans l'expérience de Galvani le zinc se constitue à l'état vitré, le cuivre à l'état résineux.

Volta médita neuf ans sur ce sujet, et découvrit qu'on pouvait obtenir deux courans d'électricité, au moyen d'un appareil qu'il imagina ainsi qu'il suit : il se procura 50 à 60 disques de zinc, un même nombre de disques de cuivre ; il se munit également d'un même nombre de rondelles de drap imbibé d'une solution de sel marin, et disposa le tout dans l'ordre ci-après :

1er COUPLE.	2e COUPLE.	3e COUPLE.
Disque de zinc.	Disque de zinc.	Disque de zinc.
Disque de cuivre.	Disque de cuivre.	Disque de cuivre.
Rondelle.	Rondelle.	Rondelle.

Ainsi de suite : le tout formé en colonnes par couples placées les unes au-dessus des autres constitue la *pile de Volta* : cet appareil donne à chaque extrémité un courant d'électricité, l'un vitré, l'autre résineux, dont l'énergie augmente avec le nombre et les dimensions des disques.

Cette disposition de la pile est d'un usage très incommode ; on y a d'abord substitué des boîtes rectangulaires dont les séparations étaient formées par des disques de cuivre et de zinc soudés ensemble ; l'élément humide s'établissait en remplissant d'eau acidulée les intervalles des couples ; c'est ce que l'on nommait *pile à Auges*. Cet appareil avait de graves inconvéniens, et on lui a substitué depuis celui qui est représenté *fig.* 1[re] et dont nous allons donner la description.

On établit une rangée de cuves AA, au moyen de compartimens *bb*, placés dans la boîte rectangulaire B. Ces cuves sont remplies du liquide conducteur et l'on y plonge à volonté les couples qui sont suspendues à une tringle de bois MM qui règne le long et au-dessus des cuves : cette verge ou tringle est disposée de manière que les couples peuvent etre enlevées toutes ensemble hors de la cuve avec la main, ou si le poids est trop considérable, au moyen d'une poulie de renvoi que l'on adapte à l'appareil.

L'assemblage des deux métaux qui composent chaque couple, se compose d'une lame carrée de zinc *z*, *z'*, *z''*, placée à la distance d'environ 2 lignes 1/2 entre deux lames de cuivre *c*, *c'*, *c''*, dont l'épaisseur est beaucoup moindre que celle de la lame de zinc : chaque lame est garnie de cuivre à ses deux extrémités, et les prolongemens *y*, *y*, se replient les uns vers les autres, dessus et dessous la lame de zinc, de manière que les deux lames de cuivre se rejoignent. La lame de zinc est engagée par le haut et par le bas dans deux petites pièces de bois *x*, *x*, taillées en arcades et qui, embrassées par la courbure des lames de

cuivre, maintiennent la lame de zinc dans la même position.

Les métaux ne sont pas mis en contact par leurs faces, mais au moyen d'un intermédiaire qui établit la communication entre le zinc d'une couple avec le cuivre de la couple voisine : cet intermédiaire se compose d'une bande de cuivre U courbée, ayant la forme d'un U très ouvert; cette bande est soudée par une extrémité au bord supérieur de la lame de zinc *z*, par l'extrêmité opposée à un point de la lame de cuivre *c*, qui appartient à la couple voisine; enfin elle est fixée par son milieu à la tringle de bois et y tient les couples suspendues. Les bandes qui sont attachées aux deux lames extrêmes, l'une de cuivre *c*, l'autre de zinc *z*, se replient vers le haut, traversent la tringle de bois et sont terminées par deux petits cylindres *d*, *d*, auxquels on attache les fils métalliques *i*, *i*, entre lesquels on place les corps que l'on se propose de soumettre à l'action du courant électrique.

La pile voltaïque la plus considérable qui existe a été construite par M. Children; elle est réellement gigantesque : cet appareil se compose de vingt paires de plaques de cuivre et zinc; chaque plaque a six pieds de long sur deux pieds huit pouces de large; chaque paire est jointe à chaque bout par des lames de plomb, et est placée dans une cellule en bois : ces vingt paires de plaques sont suspendues à une poutre ou solive de bois faisant les fonctions de fléau de balance, ayant des contrepoids qui facilitent la sortie et l'immersion des plaques. La puissance de cette batterie fut essayée le 2 juillet 1813 : les cellules furent remplies avec un mélange de soixante parties d'eau et d'un d'acide sulfurique et nitrique; on porta successivement la dose d'acide jusqu'au double; des conducteurs de plomb charriaient l'électricité dans un lieu obscur contigu, où se faisaient les expériences; le pouvoir de la batterie fut prodigieux; il enflamma et fit brûler un fil épais de platine sur une longueur

de six pieds, et cependant cette énorme batterie ne put même ramollir le tungstène et l'urane. Lorsque deux morceaux de charbon d'environ un pouce de long et d'un sixième de pouce de diamètre étaient placés à un trentième de pouce l'un de l'autre, il se produisait une étincelle brillante et le charbon était porté au blanc, sur plus de la moitié de son volume; et en éloignant un peu les pointes l'une de l'autre, il s'établissait une décharge continuelle à travers l'air échauffé dans un espace égal au moins à quatre pouces, produisant un arc ascendant de lumière des plus brillans. Si une substance quelconque était placée dans cet arc, elle était à l'instant rouge de feu; le platine se fondait dans cet arc comme la cire dans une bougie ordinaire; le quartz, le saphir, la magnésie, la chaux, entraient en fusion, des fragmens de diamans, des pointes de charbon et de plombagine disparaissaient à l'instant. Lorsque la communication entre les pointes était établie dans l'air raréfié du récipient de la machine pneumatique, la distance à laquelle la décharge avait lieu augmentait en raison de ce que le vide s'opérait; et lorsque la pression n'était plus que d'un pouce de mercure, les étincelles traversaient un espace d'un demi-pouce; en éloignant les pointes l'une de l'autre, la décharge avait lieu à une distance de six à sept pouces, en produisant une magnifique lumière pourpre; le charbon devenait d'une ignition intense, et du fil de platine attaché à ce charbon se fondait avec scintillations brillantes et tombait en globules sur le plateau de la machine. Lorsque les pointes étaient rapprochées l'une de l'autre dans des liquides non conducteurs, tels que les huiles, les éthers, il se manifestait des étincelles brillantes avec dégagement de matière électrique : si les deux conducteurs extrêmes étaient mis en communication avec une bouteille de Leyde, l'un avec la garniture intérieure, l'autre avec la garniture extérieure, la batterie se chargeait à l'instant, et en formant les jonctions convenables on pou-

vait apercevoir une étincelle ou éprouver la commotion : il suffisait du moindre temps possible de contact pour renouveler la charge dans toute son intensité.

Depuis long-temps on a soupçonné entre les forces électriques et les forces chimiques une analogie que le temps n'a fait que confirmer.

Si l'on fixe à chaque pôle de la pile un fil d'or ou de platine dont l'autre extrémité se rend dans un vase contenant de l'eau, et si les deux fils y aboutissent de manière que leurs pointes dans l'eau se trouvent près l'une de l'autre, mais sans se toucher, on verra un torrent continuel de gaz se dégager de chaque fil : si ces gaz sont recueillis dans des vases séparés, on reconnaîtra que le gaz qui arrive du pôle résineux est de l'hydrogène, et que le gaz qui se dégage de l'autre pôle est de l'oxigène ; le volume du premier est double de celui du second ; ces deux gaz sont donc (nous le verrons plus loin), dans les proportions qui constituent l'eau : on peut donc en conclure qu'ils proviennent de la décomposition de ce liquide.

Ce fait conduisit à d'autres essais ; l'ammoniaque, les acides sulfurique et nitrique, différens sels furent soumis à l'action de la pile, et tous furent décomposés comme l'avait été l'eau. Enfin dès 1803, MM. Hysinger et Berzelius avaient posé ce principe : tous les corps non élémentaires sont décomposés par la pile, si elle est assez énergique, et dans cette décomposition, l'oxigène et les acides sont accumulés au pôle positif ou vitré, tandis que l'hydrogène, les alkalis, les terres, les métaux se rendent au pôle négatif ou résineux. Davy, appliquant ce principe aux alkalis, potasse, soude, etc., parvint en 1807 à isoler les métaux potassium, sodium, etc. ; enfin dans ces derniers temps, les travaux de MM. Ampère, Becquerel, Pouillet, etc., ont rendu l'analogie entre les forces électriques et chimiques presque certaine.

L'eau soumise à l'action de la pile voltaïque est donc décomposée en ses deux élémens, oxigène et hydro-

gène : cette décomposition a lieu, quel que soit le composé, puisque, sous l'influence de deux sources d'électricité de nom contraire, tous les corps composés se trouvent détruits et ramenés à leurs élémens; il suffit pour cela de placer le composé en contact avec les pôles de la pile, et que ce corps puisse se laisser traverser par le fluide électrique. Il y a plus; on sait aujourd'hui que lorsqu'une combinaison chimique s'effectue, il y a dégagement d'électricité : la pile elle-même, dont les disques sont promptement corrodés et même détruits, nous en offre un exemple; il est presque certain que l'électricité qu'elle fournit provient surtout de l'action chimique; l'expérience prouve d'ailleurs que la durée des disques comme métaux est à peu près proportionnelle à l'énergie de la pile. Le développement des forces chimiques coïncide donc, soit dans les décompositions, soit dans les combinaisons, avec un développement des forces électriques : M. Becquerel a observé surtout ce dégagement dans les actions chimiques vives, telle que celle qui a lieu entre l'acide nitrique et le cuivre ou le zinc. Si la réaction chimique est moins forte, le dégagement électrique est également plus faible; mais alors, dira-t-on, comment expliquer cette production d'électricité dans toute combinaison chimique? Comment expliquer ce fait certain que les molécules combinées restent unies tant qu'on ne fait pas intervenir de nouvelles forces? La réponse est facile en admettant les vues de M. Ampère.

Concevons d'abord que toute molécule a une électricité qui lui est propre, et dont elle ne peut jamais se séparer. Cette concession faite, si l'on se rappelle qu'il y a répulsion entre les deux fluides électriques de même nom, et attraction entre les deux fluides de nom différent, il est évident que les molécules, étant plongées dans une atmosphère de fluide neutre, en décomposeront une partie, et seront bientôt elles-mêmes placées dans une atmosphère de fluide de nom contraire à celui qui leur est propre. Ainsi chaque molé-

cule à l'état vitré sera dans un milieu résineux, et chaque molécule à l'état résineux sera dans un milieu vitré. Si maintenant ces deux molécules se rapprochent, leurs atmosphères reproduiront du fluide neutre, et si les molécules sont toutes deux fortement électrisées, chaque atmosphère le sera également; de là dégagement de chaleur et de lumière pendant la réunion de ces deux atmosphères; l'une de ces dernières, et peut-être toutes les deux, étant alors complètement détruites, les deux molécules resteront combinées, parce que chacune aura conservé l'électricité qui lui est propre; on peut donc se rendre compte de la stabilité des composés formés. Pour concevoir maintenant pourquoi il y a dégagement considérable d'électricité en pareils cas, reportons-nous aux circonstances mêmes de l'expérience dans laquelle on s'assure de ce dégagement : on opère en général la combinaison des deux corps dans un vase où l'on fait plonger les deux extrémités d'un *galvanomètre* (1). Les fils métalliques de celui-ci donnent un passage facile à l'électricité, et c'est en cela que consiste toute l'explication du phénomène : supposons en effet deux molécules électrisées en sens inverse, et placées aux deux extrémités d'un arc métallique, tant qu'elles seront éloignées, leurs atmosphères resteront stationnaires; mais rapprochez-les suffisamment pour opérer la combinaison, les atmosphères se combinent tout-à-coup, les molécules sont mises à nu, empruntent au fil une portion de son électricité, et par suite il s'établit ainsi dans le fil métallique un courant électrique qui dure jusqu'à ce que les molécules soient combinées, et ceci est tellement vrai que, dans les actions fortes, le courant du fluide

---

(1) La description et l'explication du galvanomètre ne pouvaient trouver place ici; je renvoie pour cette partie aux traités spéciaux de physique; il me suffira de remarquer qu'on désigne sous ce nom un appareil particulier à l'aide duquel on apprécie des dégagemens même très faibles de fluide électrique.

dans le fil ayant lieu dans un sens, ce même courant a lieu en sens contraire dans les actions faibles, c'est-à-dire dans les actions qui s'exercent sur des matières moins propres à conduire l'électricité ; et en effet dans ce dernier cas, les atmosphères trouvant dans le fil un passage plus facile que celui qui leur est offert par la matière, se réunissent à l'aide du fil, au moins en grande partie ; la molécule à l'état vitré fournit au fil son atmosphère résineuse au lieu de lui enlever de ce dernier fluide, comme dans le cas précédent ; un effet analogue a lieu pour la molécule à l'état résineux, et par conséquent les deux atmosphères se réunissent après avoir couru le long du fil, ce qu'elles n'auraient point fait si la matière eût été éminemment conductrice.

La seule objection qui restera à résoudre est celle-ci : nous avons supposé que les molécules étaient pourvues d'une électricité permanente, vitrée ou résineuse ; mais alors une molécule pourra donc être tantôt vitrée, tantôt résineuse, et par exemple le chlore, l'iode sont vitrés par rapport à l'oxigène ; 2° résineux par rapport à l'hydrogène : il suffirait alors, comme le propose M. Ampère, d'abandonner l'hypothèse des deux fluides de Dufay, et de revenir à l'hypothèse d'un fluide unique comme le prétendait Franklin ; les corps électrisés résineusement, ou, comme l'on disait, négativement, pourraient être à l'état négatif pour un corps et à l'état positif pour un autre. Un exemple fera mieux comprendre cette nouvelle explication.

Admettons que la dose de fluide électrique que renferme un corps à l'état naturel soit représentée par l'unité, que la quantité d'électricité propre

Au chlore soit $\frac{1}{2}$.
A l'iode *id.* $\frac{1}{3}$.
A l'oxigène *id.* $\frac{1}{4}$.
A l'hydrogène *id.* $\frac{3}{4}$.

Les fractions $\frac{1}{2}$ et $\frac{2}{3}$ appartenant la première au chlore, la deuxième à l'iode, étant chacune plus forte

que la fraction $\frac{1}{4}$ qui appartient à l'oxigène, le chlore et l'iode seront positifs ou vitrés par rapport à l'oxigène ; mais ces mêmes fractions $\frac{1}{2}$ et $\frac{1}{3}$ étant chacune plus faible que la fraction $\frac{3}{4}$ qui appartient à l'hydrogène, le chlore et l'iode seront négatifs ou résineux par rapport à l'hydrogène. Remarquons au reste que cette théorie est encore dans l'enfance, mais tout indique que ces essais conduiront à des résultats immenses ; telle paraît être l'opinion de nos plus célèbres chimistes ; leurs recherches répétées dans cette partie en sont la preuve, et le fait, aussi brillant qu'inattendu, présenté dernièrement à l'académie des sciences par M. Becquerel, ne peut que les encourager dans leurs travaux. (Voyez page 44.)

Du Magnétisme.

Les phénomènes dont l'ensemble constitue le magnétisme ou l'aimantation sont dus à la séparation du fluide magnétique en ses deux élémens, *fluide austral*, *fluide boréal ;* il y a attraction entre les molécules de noms différens, et répulsion entre les molécules de même nom. Cette hypothèse est donc parfaitement semblable à celle que nous avons admise pour l'électricité, et même les travaux de MM. Oersted, Ampère, Boisgiraud, Biot, etc., tendent à prouver que le fluide magnétique n'est qu'une modification du fluide électrique. L'exposé de cette nouvelle doctrine ne pourrait entrer dans un abrégé de chimie, et nous renvoyons au mémoire de M. Babinet. Ce mémoire a été publié dans le supplémentaire de la traduction du système chimique de Thomson, pag. 168 et suivantes.

CHIMIE.

La chimie a pour objet spécial d'étudier les corps pondérables, l'action que ces corps exercent les uns sur les autres, et le résultat de cette action. Nous diviserons cette étude en quatre parties distinctes :

1re Partie. *Considérations générales sur la chimie.*
2e Partie. *Chimie minérale.*
3e Partie. *Chimie végétale.*
4e Partie. *Chimie animale.*

PREMIÈRE PARTIE.

Considérations générales sur la chimie.

Corps élémentaires, affinité, cohésion.

Les corps pondérables élémentaires sont au nombre de cinquante-trois. La nature n'a pas eu besoin sans doute de cinquante-trois substances primitives pour former les corps qu'elle présente à nos observations, mais les chimistes modernes appellent élément tout corps qui a échappé jusqu'ici aux moyens connus de décomposition.

Tout corps simple ou composé est, avons-nous dit, formé de matière, et la matière est susceptible d'une divisibilité qui passe notre imagination. On admet donc qu'un corps est composé d'une infinité de petits atomes ou molécules réunis par cette attraction générale qui, agissant alors à de distances inappréciables, prend les noms de *cohésion* et *d'affinité* : de cohésion lorsqu'elle unit des molécules de même nature ; d'affinité, lorsqu'elle unit des molécules de nature différente. La *cohésion* unit les molécules du plomb ; l'*affinité* unit les molécules d'oxigène aux molécules du plomb dans

'oxide du plomb. La cohésion et l'affinité sont deux
'orces qui se combattent : la seconde tendant constamment
nent à produire des combinaisons auxquelles s'oppose
a cohésion.

La cohésion est sans cesse modifiée et quelquefois dé-
ruite par d'autres forces, particulièrement par le ca-
orique. La glace est solide, elle passe à l'état d'eau ou
levient liquide et se réduit ensuite en vapeurs, suivant
que la force de cohésion est supérieure, égale ou infé-
rieure à la force répulsive du calorique. L'eau détruit
a cohésion qui unissait les molécules d'un sel soluble ;
'action de l'alcool sur les résines, celle des huiles sur
a graisse, sont des phénomènes du même genre.

L'affinité est également modifiée par le calorique et
par d'autres agens. La chaleur désunit l'azote et l'oxi-
gène dans l'acide nitrique ; il se dégage de l'oxigène et
'acide nitrique passe à l'état d'acide nitreux. L'électri-
cité, la lumière, le galvanisme qui dans beaucoup de
circonstances déterminent la combinaison des corps,
en détruisant la cohésion, agissent quelquefois aussi
sur les corps composés, de manière à en séparer les élé-
mens. Souvent aussi la combinaison de deux corps est
détruite par le contact d'un troisième qui a pour l'un
des deux corps combinés une affinité supérieure à celle
qu'ils ont l'un pour l'autre ; ainsi l'ammoniaque décom-
pose le nitrate de plomb, ou en d'autres termes détruit
l'affinité qui unissait l'acide nitrique à l'oxide de plomb.
Le jeu de ces affinités comprend toute la science chi-
mique.

Si le corps n'est plus soumis à l'action de l'agent qui
a détruit la cohésion, celle-ci agit de nouveau et son
action est accompagnée de phénomènes plus ou moins
sensibles. Le sulfate de soude mis dans de l'eau perd sa
force de cohésion et se liquéfie ; le liquide est-il vapo-
risé, les particules salines s'attirent pour se constituer
en corps régulier, et si les circonstances extérieures
favorisent cet effet, elles affectent constamment la même
forme qui est un prisme à six pans. Le métal exposé à

la chaleur se fond ; par un refroidissement lent, les molécules se groupent en masses cristallines. Ce phénomène est connu sous le nom de *cristallisation*. Cette partie de l'histoire naturelle est devenue une science presque exacte par les travaux de Haüy ; ce savant a prouvé que la plupart des minéraux affectent une cristallisation particulière, peuvent être classés, et conséquemment reconnus d'après ce mode d'arrangement des molécules ; mais quelle que soit notre habileté pour opérer des cristallisations, que sont les cristaux sortis de nos laboratoires, comparés à ceux que nous offre la nature? Cependant ne nous décourageons point : l'action bien ménagée des courans électriques est une nouvelle puissance ignorée jusqu'ici : c'est ainsi que dernièrement M. Becquerel est parvenu à faire cristalliser diverses substances, notamment le sulfure de fer, qui avaient jusqu'ici résisté à toutes les tentatives.

L'affinité était autrefois regardée comme absolue : Berthollet le premier montra que cette force était modifiée, par la quantité relative des corps à combiner, par la cohésion, la force élastique et d'autres propriétés des substances soit élémentaires, soit composées. Il faut, pour prendre une idée de cette belle théorie, recourir à la statique chimique du même auteur.

Un des effets les plus remarquables de l'affinité, lorsqu'elle est énergique, est que les composés dont elle détermine la formation jouissent de propriétés différentes de celles qu'avaient leurs élémens avant la combinaison : cette différence existe dans la densité, la forme, la couleur, la saveur, l'odeur, etc. : l'hydrogène et l'oxigène, tous deux gazeux, produisent, en se combinant, l'eau qui est liquide : le mercure liquide et blanc, l'oxigène gazeux et incolore, forment un oxide rouge et solide : le sel marin ou hydrochlorate de soude a une saveur salée agréable ; ses deux principes, l'acide hydrochlorique et la soude, sont très caustiques. Les combinaisons formées de substances douées l'une pour l'autre d'une très faible affinité conservent au contraire

out ou partie des propriétés qui caractérisaient leurs
lémens ; la dissolution de sucre ou de sel dans de l'eau
st sucrée ou salée ; ces combinaisons ne sont à dire
rai que de simples mélanges. Lorsque l'affinité réci-
roque des corps est très énergique, ils ne se combi-
ent que dans un petit nombre de proportions soumises
des lois déterminées : si l'affinité qui unit ces corps
st faible, ils se combinent presqu'en toutes propor-
ons.

Les lois de la composition des corps ont donné lieu à
es recherches et à des hypothèses d'un ordre trop élevé
our que nous les rapportions dans un traité purement
lémentaire.

De la Nomenclature.

Les corps élémentaires peuvent se combiner deux à
leux, trois à trois, et même quatre à quatre. Le
ombre des composés est donc très considérable : quel
il pourra nous guider dans un pareil dédale ? Ce sera
a *nomenclature*, et cette partie de la chimie est peut-
tre celle dans laquelle les chimistes français ont rendu
e plus éminent service au monde savant. Avant Guyton-
Morveau, les composés chimiques étaient désignés par
les dénominations toujours vagues, et le plus souvent
puisées dans des propriétés faussement attribuées aux
corps que l'on voulait indiquer ; presque toujours un
même corps avait plusieurs noms : cette multiplicité et
e peu d'analogie des noms entre eux répandaient sur
'étude de la chimie une incertitude qui la rendait aussi
difficile que fastidieuse. Dans l'état actuel le nom donné
à un composé chimique fait connaître à l'instant les
substances élémentaires dont il est formé et souvent la
quantité relative des élémens.

Parmi les corps élémentaires chimiques, l'oxigène
joue le rôle principal, se combine avec la plupart des
corps, est l'agent de la combustion : aussi l'appelle-
t-on *élément comburant*, par opposition aux cinquante-

deux autres qui sont combustibles et qui se subdivisent en *combustibles non-métalliques* et *métalliques*. Voici les noms des 53 élémens actuels dans l'ordre de leur affinité pour l'oxigène (1) :

Élément comburant. — Oxigène.

Élémens combustibles non métalliques. — Hydrogène, bore, carbone, phosphore, soufre, selenium, chlore, iode, brôme, azote, fluor.

Élémens combustibles métalliques. — Silicium, magnesium, glucinium, yttrium, aluminium, thorinium, zirconium, calcium, strontium, barium, sodium, potassium, lithium, manganèse, zinc, fer, étain, cadmium, arsenic, molybdène, chrôme, columbium, tungstène, antimoine, urane, cerium, cobalt, titane, bismuth, cuivre, tellure, nickel, plomb, mercure, osmium, argent, palladium, rhodium, platine, or, iridium.

Des composés binaires. L'oxigène s'unit avec presque tous les autres élémens : c'est dans le fait de cette combinaison que réside la combustion ; les produits de la combustion s'appellent corps brûlés, et se divisent en deux classes, les *acides* et les *oxides*. Les premiers ont une saveur aigre analogue à celle du vinaigre, et rougissent la teinture bleue de tournesol ; les deuxièmes sont insipides, ou s'ils ont une saveur, elle n'est pas aigre, mais âcre et brûlante ; ils ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide. Les oxides sont ainsi appelés lorsqu'ils n'ont pas de saveur ; s'ils en ont une urineuse et analogue à celle de la potasse, on les appelle communément *alkalis*. Une propriété essentielle des acides et des oxides est de faire disparaître leurs caractères respectifs en se saturant réciproquement et formant des composés neutres.

(1) Nous donnons à la fin de cet ouvrage une synonymie chimique, c'est-à-dire un aperçu des changemens apportés aux noms anciens par l'adoption de la nomenclature moderne.

Dans la nouvelle nomenclature on désigne les composés d'oxigène et d'un corps simple ainsi qu'il suit :

Acides. On nomme le radical que l'on termine en *ique* ou en *eux*, suivant que le corps renferme une plus ou moins grande quantité d'oxigène : *acide sulfureux*, *acide sulfurique*, indiquent l'union du soufre (radical) et de l'oxigène ; mais il y a plus d'oxigène dans le deuxième composé que dans le premier.

Cette règle suffisait à l'époque où elle fut faite : on ne connaissait que l'oxigène pour principe acidifiant, et en outre il n'existait au plus que deux combinaisons acides d'oxigène avec un radical ; mais les progrès de la science ont forcé de modifier cette partie de la nomenclature : l'hydrogène est quelquefois principe acidifiant : dans ce cas le nom de l'acide est précédé du mot *hydro*, pour indiquer que l'hydrogène entre dans le composé ; *acide hydrosulfurique* indique un acide formé d'hydrogène et de soufre. Le phosphore, le soufre, ne formaient chacun avec l'oxigène que deux composés, *acide phosphoreux*, *acide phosphorique*, *acide sulfureux*, *acide sulfurique*. Mais il résulte des recherches de MM. Dulong et Gay-Lussac, que le soufre peut former au moins quatre combinaisons, le phosphore au moins trois, avec l'oxigène ; voici les noms qu'ils ont donnés aux nouveaux composés. Si le même radical forme avec l'oxigène plus de deux acides, leurs noms sont précédés du mot *hypo*, et la terminaison est en *ique* ou en *eux*, suivant que l'acide est moins oxigéné que le premier, ou les deux premiers : ainsi l'acide base de soufre contenant le moins d'oxigène est *l'hypo sulfureux ;* l'acide sulfureux est plus oxigéné que celui-ci, mais il l'est moins que l'acide hypo sulfurique, qui à son tour contient moins d'oxigène que l'acide sulfurique.

Oxides. Corps composés d'un radical, combustible métallique ou non, et d'oxigène ; n'ayant pas de saveur ou ayant une saveur urineuse analogue à celle de la potasse. L'oxigène peut s'unir en diverses proportions

avec un radical, en formant toujours un oxide : on fai donc précéder le mot oxide des prépositions *prot*, *deut* *trit*, *per*, suivant que les oxides sont au premier, au deuxième, au troisième, au plus haut degré d'oxigénation. *Protoxide de potassium*, *protoxide* et *deutoxide de fer*, *protoxide* et *deutoxide de mercure*, indiquent les combinaisons : 1° d'oxigène et de potassium ; 2° de fer avec une et deux proportions d'oxigène ; 3° de mercure avec une et deux proportions d'oxigène. Certains *oxides alcalins* ont conservé leurs noms anciens : *potasse*, *soude*, *barite*, *strontiane*, *chaux*, etc., se disent pour *protoxide de potassium*, *protoxide de sodium*, *protoxide de barium*, etc.

Les composés binaires peuvent être formés de deux combustibles quelconques. La nomenclature varie suivant que la combinaison a lieu : 1° entre des combustibles non-métalliques ; 2° entre un métal et un combustible non-métallique ; 3° entre deux métaux. Si le composé est liquide ou solide et formé de deux substances non-métalliques ou d'un élément métallique et d'un élément non-métallique, on nomme le composant non-métallique en lui donnant la terminaison *ure*, et on le fait suivre du deuxième élément au génitif : *sulfure de phosphore*, *phosphure de soufre*, *sulfure de zinc*, indiquent les combinaisons binaires liquides ou solides du phosphore et du soufre, du soufre et du zinc.

Si le corps est gazeux, il renferme au moins un gaz dans sa composition ; on nomme le gaz le premier et on le fait suivre du nom du deuxième corps, terminé en *é* : *azote hydrogéné*, *hydrogène azoté*, *hydrogène carboné*, indiquent les composés gazeux formés d'azote et d'hydrogène, d'hydrogène et de carbone.

Si les composés binaires sont formés de deux métaux on les appelle *alliages*, excepté lorsque le mercure entre dans le composé, ce dernier prend alors le nom d'*amalgame* : *alliage de plomb et d'antimoine*, *amalgame d'or*, indiquent l'union du plomb et de l'antimoine, du mercure et de l'or.

Des sels. Un acide peut s'unir à un oxide, et forme alors un corps ordinairement cristallisé appelé *sel:* on désigne la nature de ce sel en nommant l'acide le premier; on termine ce nom en *ate* si l'acide était en *ique*, en *ite* si l'acide était en *eux*, et on le fait suivre du nom de l'oxide au génitif: *sulfate de protoxide de fer*, *sulfite de deutoxide de fer*, *nitrate d'oxide d'argent*, *nitrite d'oxide de plomb*, *hydrochlorate d'oxide d'antimoine*, indiquent l'union de l'acide sulfurique avec le protoxide de fer; de l'acide sulfureux avec le deutoxide de fer; de l'acide nitrique avec l'oxide d'argent; de l'acide nitreux avec l'oxide de plomb; de l'acide hydrochlorique avec l'oxide d'antimoine. On dit le plus ordinairement par abréviation *protosulfate de fer*, *deutosulfite de fer*, *nitrate d'argent*, *nitrate de plomb*, *hydrochlorate d'antimoine*.

Les *composés ternaires* comprennent toutes les substances végétales; dans l'impossibilité où l'on était de trouver des noms qui rappelassent les proportions de leurs élémens, on a préféré généralement conserver les anciennes dénominations. Il en est de même pour les *composés quaternaires*, ou substances animales.

La nomenclature que nous venons d'expliquer a presque cinquante ans d'existence; depuis ce temps la chimie a marché, et par suite cette nomenclature n'est plus au niveau de la science: les causes qui nécessiteraient une réforme générale sont nombreuses; plusieurs chimistes, à la tête desquels on doit placer le célèbre Berzélius, ont émis quelques idées sur les principaux changemens à introduire, mais tout est encore vague sur ce point; et dans le doute j'ai dû conserver la nomenclature suivie; ma justification serait d'ailleurs facile: des ouvrages plus volumineux, des traités spéciaux, l'ont également conservée.

De l'Échelle synoptique.

Les sciences d'expériences ont cela de particulier

qu'elles offrent à l'activité de l'homme un espace immense dont il ne peut atteindre la limite; et souvent d'importantes découvertes n'ont servi qu'à lui prouver la faiblesse de son intelligence en lui faisant entrevoir une série de phénomènes dont il ne soupçonnait pas même l'existence. Les chimistes qui nous ont précédé ont travaillé sans cesse à accumuler les faits, et ont laissé à leurs successeurs dans cette carrière le soin de les coordonner: Lavoisier, en publiant sa nouvelle théorie sur la combustion et sur les élémens constituans de l'eau, a donné la clé d'une multitude de phénomènes, qui, à cette époque, semblaient inexplicables; mais jusqu'ici la nature paraissait avoir opéré au hasard, et n'avoir suivi aucune régularité dans les proportions des élémens qui forment les composés chimiques: Wollaston a cherché à établir d'une manière très ingénieuse la loi de ces proportions, et s'il n'a pas découvert la vérité, au moins devons-nous avouer que la combinaison numérique qu'il indique est parfaitement claire, et semble se plier à toutes les analyses chimiques. Ces nombres qu'il appelle *équivalens chimiques* ou *nombres proportionnels* sont calculés, en admettant le principe suivant:

Si l'on établit une série de nombres qui représentent les rapports dans lesquels 52 des corps élémentaires se combinent avec le 53e, ces nombres resteront les mêmes, quel que soit ensuite l'élément que l'on prenne pour type ou point de départ. Ce principe se vérifie dans un grand nombre de cas: si, par exemple, on mêle deux sels solubles susceptibles de former un sel insoluble, il y a décomposition, et si les deux sels employés sont neutres, il en résulte deux nouveaux sels également neutres.

Avant l'action:	nitrate de barite, sulfate de soude,	neutres.
Après l'action:	nitrate de soude, sulfate de barite,	neutres.

Conséquemment la barite qui neutralisait l'acide nitrique dans le premier composé est en quantité exacte pour la neutralisation de l'acide sulfurique dans le deuxième; le même raisonnement s'applique à la soude, à l'acide sulfurique et à l'acide nitrique.

Wollaston a donc généralisé un principe particulier, et dans cette hypothèse il suffit de calculer les 52 nombres correspondans à chaque élément pour en déduire immédiatement la composition de tous les corps chimiques : on peut établir l'un des élémens comme *unité*, et calculer les autres nombres comparés au premier, mais en général on obtient des nombres fractionnaires, tandis que si l'on choisit pour *unité* le nombre qui exprime l'hydrogène, toute l'opération s'exécute sur des entiers.

Nous relaterons ici les équivalens chimiques d'un grand nombre de corps simples et composés du règne minéral; nous renvoyons pour la table générale au supplément de la chimie de Thomson, page 540 et suivantes.

Table des nombres proportionnels.

1° DES CORPS SIMPLES NON-MÉTALLIQUES ET MÉTALLIQUES.

Elémens.		*Elémens.*	
Hydrogène	1	Glucinium	18
Oxigène	8	Yttrium	32
Bore	7	Aluminium	9
Carbone	6	Zirconium	37
Phosphore	12	Silicium	8
Soufre	16	Calcium	20
Sélénium	41	Strontium	44
Chlore	36	Barium	70
Iode	125	Sodium	24
Brôme	75	Potassium	40
Azote	14	Lithium	10
Fluor	16	Manganèse	28
Magnésium	12	Zinc	33

Elémens.

Fer	28
Etain	59
Cadmium	56
Arsenic	38
Molybdène	48
Chrôme	28
Tungstène	96
Columbium	144
Antimoine	45
Urane	125
Cérium	46
Cobalt	26
Titane	144
Bismuth	71
Cuivre	64
Nickel	26
Plomb	104
Mercure	200
Argent	110
Palladium	56
Rhodium	120
Platine	181
Or	199
Iridium	48

2° ACIDES.

Acide borique	23
— carbonique	22
— phosphoreux	20
— phosphorique	28
— hyposulfureux	24
— sulfureux	32
— hyposulfurique	36
— sulfurique	40
— sélénique	57
— chlorique	76
— chlorocyanique	62
— hydrochlorique	37
— perchlorique	92
— iodique	165
— hydriodique	126

Suite des Acides.

Acide bromique	115
— hydrobrômique	76
— hyponitreux	38
— nitreux	46
— nitrique	54
— fluorique	24
— fluoborique	23
— fluosilicique	24
— arsénieux	54
— arsénique	62
— molybdique	72
— chrômique	52
— tungstique	120
— columbique	152
— hydrosulfurique	17

3° OXIDES.

Eau (oxide d'hydrogène)	9
Eau oxigénée (deut. d'hyd.)	17
Oxide de carbone	14
Oxide de sélénium	49
Protoxide de chlore	44
Deutoxide de chlore	68
Protoxide d'azote	22
Deutoxide d'azote	30
Peroxide de potassium	64
— de sodium	72
— de barium	86
— de fer	80
Deutoxide d'étain	75
Peroxide d'urane	274
— de cérium	116
— de cobalt	76
— de titane	160
— de cuivre	80
Oxide rouge de plomb	232
Deutoxide de mercure	216
— de rhodium	136
Peroxide de platine	205
— d'or	223

4° COMPOSÉS BINAIRES COMBUSTIBLES NON-MÉTALLIQUES.

Hydrogène proto-carboné.	8
— percarboné, . .	14
— protophosphoré	13
Carbure de phosphore. . .	18
Sulfure de carbone.	38
Sulfure de phosphore. . .	28
Protochlorure de phosph.	48
Chlorure de soufre.	52
Iodure de phosphore. . . .	137
Iodure de soufre.	141
Azote hydrogéné (ammon.)	17
Azoture de chlore.	158

5° COMPOSÉS BINAIRES COMBUSTIBLES MÉTALLIQUES.

Sulfure d'argent.	126
— d'arsenic.	108
— de cobalt.	42
— de cuivre.	80
— d'étain.	134
— de fer.	44
— de mercure.	216
— de plomb.	120
— de potassium. . . .	56
— de sodium.	40

Suite des COMPOSÉS BINAIRES, etc.

Sulfure de zinc.	50
Persulfure d'arsenic (orpiment). . . .	124
— d'étain.	150
— de fer.	60
— de plomb.	136
Chlorure d'argent.	146
— de calcium. . . .	56
— de cuivre.	100
— d'étain.	95
— de fer.	64
— de plomb.	140
— de potassium. .	76
— de sodium. . . .	60
— de zinc.	70
— de mercure. . . .	236
Perchlorure de cuivre. . .	136
— d'étain.	131
— de fer.	100
— de mercure. .	272
Iodure d'argent.	235
— de cuivre.	189
— de fer.	153
— de plomb.	229
— de potassium. . . .	165
— de sodium.	149
— de zinc.	158

Pour se servir de cette table, on partira du principe que le chiffre placé à la suite de chaque substance élémentaire exprime le poids relatif d'un atôme de cette substance comparée aux atômes des autres corps, le poids d'un atôme d'hydrogène étant pris pour *unité.*

Pour savoir dans quelle proportion les élémens d'un composé binaire se combinent, il suffira de jeter les yeux sur la table. Soit, par exemple, l'acide hydrobrômique; son poids relatif est 76; mais le brôme et l'hydrogène dont il est composé pèsent l'un 75, l'autre 1; ce gaz est donc formé d'un atôme de brôme, et d'un

atôme d'hydrogène. L'acide carbonique pèse 22; il entre donc dans sa composition deux atômes d'oxigène 16, un atôme de carbone 6. Cette table ne contient pas les poids relatifs des protoxides métalliques, parce que tous sont formés d'un atôme de métal et d'un atôme d'oxigène; il suffira donc, si on veut les connaître, d'ajouter 8 au nombre indicatif du poids du métal dont on cherche l'oxide.

On peut aussi facilement déduire de cette table la composition de tous les sels neutres, ainsi :

Nitrate de baryte	se compose	de 54	ac. nit.	78 baryte.
— chaux	—	de 54	—	28 chaux.
Sulfate de soude	—	de 40	ac. sulf.	32 soude.
— potasse	—	de 40	—	48 potasse.

Il sera facile de démontrer que ces compositions s'accordent avec les analyses publiées jusqu'ici sur les sels. Suivant M. Thénard le sulfate de potasse se compose de 100 parties d'acide et de 117,996 de base, ou en ramenant à une partie d'acide, on aura par la proportion suivante 100 d'acide : 117,996 de base : : 1 : x, nombre cherché. En multipliant 117,996 par 1, et divisant par 100 on aura $x = \frac{117,996 \times 1}{100} = 1,1799$

donc le sulfate de potasse est composé en poids d'après l'analyse de 1 d'acide et de 1,1799 de base.

L'acide a pour équivalent chimique 40; pour trouver l'équivalent chimique de la base, nous ferons la proportion suivante : 1 d'acide est à 1,1799 de base, comme l'équivalent chimique de l'acide est à l'équivalent chimique de la base.

$$1 : 1,1799 : : 40 : x = 40 \times 1,1799 = 47,196.$$

Le nombre indiqué par la table est 48, celui qui résulte de l'analyse 47,196; différence $\frac{804}{1000}$

Si nous appliquons cette recherche au nitrate d'argent, ce sel est composé, d'après M. Thénard, de 100 acide, 214,380 base, l'acide nitrique a pour éq., ch. 54.

$$100 : 214,380 :: 1 : x \,.\; x = \frac{214,380}{100} = 2,1438,$$

$$\text{donc } 1 : 2,1438 :: 54 : x \,.\text{ et } x = \frac{2,1438 \times 54}{1} = 115,7652.$$

Les calculs d'après l'analyse donnent donc pour équivalent chimique de la base 115,7652; en opérant par la loi générale, on aurait 118 pour la base; la différence est 2,2348.

L'utilité de cette table est particulièrement remarquable lorsque l'on a besoin de savoir les quantités d'acide et de base nécessaires pour se neutraliser réciproquement et former un sel: ainsi si je veux avoir 100 parties de sulfate de protoxide de fer, les nombres des composans sont 40 pour l'acide et 36 pour l'oxide, 76 pour le sel; je dirai donc 76 équivalent ch. du sel est à 40 équiv. ch. de l'acide, comme 100 parties en poids de ce sel, 100 kilog., par exemple, est au nombre de kilo. d'acide que je cherche.

$$76 : 40 :: 100 : x. = x \frac{40 \times 100}{76} = 52,63,$$

il faudra donc 52,63 kilog. d'acide sulf. pur pour neutraliser 47,37 kilog. de protoxide de fer.

On pourra répéter ce calcul pour toutes les opérations de composition ou de double décomposition des sels, en se rappelant cependant qu'il y a des pertes inévitables quand on opère en fabrique. Le procédé de fabrication employé sera d'autant meilleur que les proportions réelles des matières premières employées, et les produits obtenus approcheront plus de celles indiquées par les équivalens.

Ces exemples suffiront pour faire apprécier l'impor-

tance des équivalens chimiques, et si, comme nous l'avons fait, on compare les résultats obtenus par cette méthode avec ceux que donnent les analyses les plus précises, on sera convaincu que la différence qui existe entre ces résultats peut avec raison être attribuée à l'imperfection de nos moyens d'analyse.

Nous donnerons dans cet ouvrage les proportions en atômes des élémens qui constituent les corps chimiques.

DU LABORATOIRE

ET DES MANIPULATIONS.

La chimie est une science fondée sur l'expérience : on ne peut donc espérer la posséder, jusqu'à un certain point, qu'en travaillant soi-même à vérifier les opérations déjà connues, et à en faire de nouvelles que l'esprit de recherche et de curiosité peut suggérer : d'ailleurs lorsque l'on travaille soi-même, on aperçoit dans les opérations les plus connues une infinité de petits faits de détail qu'il est très essentiel de connaître, et dont cependant il n'est fait mention dans aucun livre, parce que ces faits sont trop multipliés, et paraîtraient minutieux. La préparation des composés chimiques exige de l'opérateur une certaine habileté pratique qui ne s'acquiert que par l'habitude, et ce défaut d'habitude arrête souvent l'étudiant à la première opération, le fatigue, le décourage et lui fait abandonner une étude qui par la suite lui offrirait un grand intérêt. J'essaierai de tracer quelques règles générales, qui pourront servir de guide à celui qui, sans chercher à devenir profond chimiste, n'a pour but que de se faire de la chimie un objet d'amusement ou d'utilité. On supposait anciennement que l'étude pratique de la science nécessitait un vaste emplacement pour former un laboratoire muni de tous ses ustensiles, mais il est certain qu'une seule pièce et un assez petit nombre d'objets suffisent lorsque l'on ne veut que répéter une

partie des expériences chimiques connues. Les objets essentiels dans un petit laboratoire sont :

Une cheminée ordinaire ;

Une grande table placée au milieu de la chambre : cette table sert pour toutes les opérations qui n'exigent pas un haut degré de chaleur : telles que les solutions, filtrations, précipitations, etc. ;

Quelques rayons, ou planches assez larges qui supporteront les ustensiles suivans :

Deux fourneaux ordinaires ou évaporatoires. *Fig.* 2 et 3, A A.

Un petit fourneau à réverbère. *Fig.* 4, A.

Une paire de balances, des poids anciens et nouveaux, des mesures.

Des cornues en verre et en grès, de diverses grandeurs, tubulées et non tubulées, *fig.* 2, 3 et 4. B B ; la lettre D (*fig.* 2 et 3) indique la tubulure.

Des flacons de diverses capacités sans tubulure et d'autres avec une, deux et trois tubulures. *Fig.* 3, G G.

Plusieurs cloches de 4 jusqu'à 10 onces. *Fig.* 2, F.

Des cloches courbes et des cloches graduées. *F.* 7, T P.

Des éprouvettes à pied. *Fig.* 8, V ; *fig.* 3, E.

Des supports, *fig.* 6, H ; *fig.* 8, N. Ces supports étaient originairement en cuivre et par suite très dispendieux ; on les fabrique aujourd'hui complétement en bois. Dans la *fig.* 8, le support empêche le ballon de poser sur le fourneau.

Des alonges. *Fig.* 2, S ; *fig.* 4, C.

Des tubes de porcelaine. *Fig.* 5 et 10, I I.

Des bocaux, des ballons. *Fig.* 8 et 9, A. Avec tubulures. *Fig.* 4, D.

Des tubes droits et recourbés de formes variées. *Fig.* 2 et 3, H, O O.

Des entonnoirs, des filtres. *Fig.* 6, E.

Des limes rondes et plates. Celle nommée *queue de rat* est souvent nécessaire pour trouer des bouchons de liége : on les perce d'abord avec une tige de fer rouge, puis on agrandit le trou avec la queue de rat.

Des rapes, spatules, un ou deux mortiers avec leurs pilons, petits creusets, bouchons, fioles.

Du papier à filtrer, de la colle, etc.

Deux cuves (*fig.* 2) munies de leur planchette EQP, à rainures de 2 à 6 lignes de large. La plus grande de ces cuves sert pour l'eau, la seconde pour le mercure; on les connaît sous le nom de *cuves pneumatiques*. On remplace souvent la cuve à eau par une cuvette ordinaire M à fond plat comme dans la *fig.* 10. On renverse alors dans cette cuvette pleine d'eau, un têt L échancré sur le côté et percé au milieu de son fond: on place l'éprouvette G aussi pleine d'eau sur le têt, et l'on introduit le bout du tube recourbé H par l'échancrure sous le têt, afin d'y faire arriver le gaz que l'on veut recueillir sous l'éprouvette G.

Les luts forment une partie essentielle de toute opération chimique; ils ont pour but de s'opposer à la déperdition des gaz dans la préparation de ces derniers; on les emploie pour recouvrir les joints et les bouchons adaptés à l'ouverture des vases que l'on veut fermer hermétiquement. On en connaît de plusieurs espèces.

1° Le lut ordinaire suffit dans les opérations qui n'exigent qu'une température assez basse; il se prépare avec environ parties égales de colle ordinaire et de farine de graines de lin.

2° Un lut plus résistant se fait avec la chaux vive et le blanc d'œuf. Ce lut s'applique en en imbibant des bandes de linge dont on recouvre souvent le lut précédent. On doit l'appliquer à l'instant où on vient de le préparer, parce qu'il durcit très promptement.

3° On prépare un lut qui supporte une haute température en délayant dans l'eau de la terre à poêle, à laquelle on ajoute de la bourre de selle; ce lut s'applique en deux ou trois couches, en ayant soin de n'appliquer une couche qu'après la dessication parfaite de la précédente.

Le mode à suivre dans les préparations varie avec

l'état du corps que l'on veut obtenir : or ce produit est gazeux, liquide, ou solide.

DES PRODUITS GAZEUX. (*Fig.* 2.) L'appareil est presque toujours disposé comme on le voit dans la figure; il se compose : 1° d'une cornue B en verre ou en grès, suivant le degré de chaleur que l'on doit donner; 2° d'une alonge SN fixée à la cornue par un bouchon luté avec soin; 3° d'un tube N O V recourbé et adapté à l'alonge : ce tube se rend sous la cloche; et si le gaz est insoluble dans l'eau, la cloche est remplie de ce dernier liquide et renversée sur la planchette de la cuve à eau; le gaz dégagé, étant plus léger que l'eau, vient occuper la partie supérieure F de la cloche, et refoule l'eau de cette cloche dans la cuve.

Si le gaz est soluble dans l'eau, la disposition de l'appareil est la même, si ce n'est que l'eau est partout remplacée par le mercure. Enfin si le gaz étant soluble dans l'eau on désire l'obtenir en dissolution dans ce liquide parce qu'il est alors d'un emploi plus facile, on se sert d'un appareil particulier connu sous le nom *d'appareil de Woulff;* cette disposition, représentée *fig.* 3, se compose :

1° D'une cornue B en verre ou en grès; 2° de plusieurs flacons tubulés G G contenant de l'eau et liés entre eux par des tubes recourbés O O, et entrant dans les bouchons qui servent à fermer chaque tubulure latérale : la tubulure du milieu reçoit un tube droit I qui plonge de 2 ou 3 lignes dans le liquide du flacon, et qui s'appelle *tube de sûreté :* ce tube est très important; il a pour objet d'éviter l'absorption.

Au commencement de l'opération, l'air contenu dans les vases est chassé et bientôt le gaz se dégage : si ce dégagement se ralentit par une cause quelconque, par exemple lorsque la chaleur donnée par le foyer diminue, la pression atmosphérique extérieure n'étant plus contrebalancée par celle de l'intérieur, le liquide de la cuve ou celui des flacons serait refoulé dans la cornue, la refroidirait brusquement et pourrait la briser : ce re-

foulement ne peut avoir lieu lorsque l'appareil est muni de tubes de sûreté : en effet, si le dégagement diminue, l'air extérieur rentre à l'instant par ces tubes et rétablit l'équilibre.

Le tube H des appareils n°s 1 et 2 a également pour but d'éviter l'absorption : il porte le nom de *tube de Welter,* et remplace les tubes de sûreté, droits, que l'on ne pourrait fixer à cette partie de l'appareil : la partie MH contient de l'eau, de telle sorte que si le vide se forme dans l'intérieur B de la cornue, l'air extérieur passe en H, refoule devant lui l'eau qui remplit bientôt la boule M : mais alors l'air arrivé à la partie K traverse, par sa seule légèreté, l'eau de la boule, pénètre dans la cornue, et rétablit ainsi l'équilibre.

Des produits liquides. Si le produit est liquide et se dégage à l'état de vapeur, l'appareil que l'on emploie est représenté *fig.* 4 et se compose : 1° d'une cornue en verre ou en grès B ; 2° d'une alonge C ; 3° d'un ballon tubulé D dans lequel entre l'alonge, et qui reçoit à sa tubulure un long tube droit et ouvert E qui ne ferme pas l'appareil, et dans lequel se condense toute la vapeur qui pourrait s'échapper. Le ballon est plongé dans un mélange réfrigérant, ou est simplement entouré d'un linge mouillé qui le maintient à une température peu élevée, et facilite la condensation des vapeurs.

Si l'on veut décomposer des vapeurs ou gaz, ou si l'on veut les combiner avec une substance solide, à une température plus ou moins élevée, on se sert de l'appareil *fig.* 5. Le fluide élastique passe dans un tube soit vide, soit contenant le solide sur lequel on fait agir le gaz. Ce tube, le plus souvent en porcelaine, traverse un fourneau à réverbère disposé à cet effet, et dans lequel on fait un feu très ardent.

On ne fait ordinairement passer le gaz ou la vapeur par le tube que lorsque ce dernier est déjà rouge.

A l'une des extrémités du tube on a représenté la vessie C pleine du gaz que l'on veut combiner ou dé-

composer ; à l'autre extrémité est la vessie D dans laquelle ce gaz sera reçu après avoir subi l'action du feu ; quelquefois au lieu de cette dernière vessie on adapte à l'extrémité du tube un autre tube recourbé qui se rend sous la planchette de la cuve pneumatique où le nouveau gaz est recueilli.

Une cuve pneumatique étant un objet assez dispendieux, on peut, dans les expériences qui ne demandent aucune précision, y suppléer avec un appareil dont la disposition varie selon que le gaz à obtenir est plus ou moins lourd que l'air : celui représenté (*fig.* 8) sert dans le premier cas, et se compose d'un ballon A (quelquefois d'une cornue), dans lequel on place les substances dont la réaction doit donner naissance au gaz. Le ballon reçoit un tube recourbé O H K qui plonge jusqu'au fond d'une éprouvette à pied X V I : on chauffe; le gaz se dégage, arrive en K, chasse l'air devant lui, et bientôt l'air de la partie K P est remplacé par le gaz formé. Si le produit à obtenir était plus léger que l'air, l'appareil reste le même, seulement la partie H P V K I est disposée dans un ordre inverse (*fig.* 10).

Des produits solides. Les opérations dans ce cas sont tellement variées qu'il nous serait impossible de tracer quelques règles générales. Cette remarque s'applique d'ailleurs jusqu'à un certain point à tous les appareils : je renvoie pour plus de détails au Traité des manipulations chimiques de M. Faraday.

SECONDE PARTIE.

Chimie minérale.

Cette partie de la chimie est la plus intéressante et présente les résultats les plus certains : on peut la diviser en trois sections :

1re Section. *De l'Elément comburant.*

2e Section. *Des Elémens combustibles non-métalliques.*

3e Section. *Des Elémens combustibles métalliques.*

Nous étudierons les plus importans de ces corps : nous relaterons à la suite de l'histoire de chaque élément son action sur les corps simples ou composés précédemment examinés, et autant que possible ses applications dans les arts. Les substances simples ou composées qui ne sont d'aucun emploi, soit dans les arts, soit dans les laboratoires, ne seront citées que pour mémoire : leur examen, nécessaire pour compléter l'histoire de la science, ne peut trouver place dans un cadre aussi resserré que celui de cet ouvrage. Nous donnerons à chaque composé les rapports en poids de ses élémens immédiats, en choisissant les proportions les plus généralement admises, auxquelles nous ajouterons le rapport donné par l'échelle synoptique. Toutes les fois qu'il est question de la pesanteur spécifique des solides ou des liquides, l'eau distillée est prise pour unité de comparaison, c'est-à-dire que le corps pèsera 1, 2, 3, le même volume d'eau pesant 1 : pour les gaz c'est le poids de l'air atmosphérique qui sert d'unité.

Nous rappellerons aussi à nos lecteurs que nous nous servirons du thermomètre centigrade dans le courant de cet ouvrage.

1re SECTION.

Élément comburant.

OXIGÈNE.

Pesant 1,1026... Fluide élastique, permanent, incolore, inodore, insipide, très peu soluble dans l'eau, nécessaire à la combustion et à la respiration, découvert par Priestley, en août 1774; la chaleur le dilate, une pression forte et subite le rend lumineux : une bougie allumée que l'on plonge dans une cloche pleine de ce gaz y brûle avec une telle splendeur qu'il est difficile à l'œil d'en soutenir l'éclat : le même effet a lieu avec un fil de fer, dont l'extrémité est garnie d'un morceau d'amadou en ignition ; le métal se disperse en gouttelettes brillantes : le phosphore, le soufre, le charbon, y brûlent également avec vivacité; les produits de cette combustion sont les acides phosphorique, sulfureux et carbonique; enfin tous les corps simples se combinent avec l'oxigène en donnant lieu à un dégagement plus ou moins sensible de calorique. Ce gaz s'extrait du peroxide de manganèse en poudre ; on calcine ce corps dans une cornue de grès à laquelle on adapte l'appareil nº 1 ; le peroxide abandonne une partie de son oxigène, passe à l'état de protoxide, et le gaz vient se rendre sous la cloche de la cuve à eau.

L'oxide noir de manganèse étant un produit naturel, il en existe diverses variétés qui sont préférables lorsqu'on veut en dégager l'oxigène (voyez *Manganèse*). On extrait aussi ce gaz; 1° du deutoxide de mercure ou précipité rouge; 2° du chlorate de potasse; dans ce dernier cas la chaleur que l'on doit appliquer étant faible, on se sert d'une cornue de verre. Quel que soit le pro-

cédé employé, on aura soin de ne pas recueillir le ga
qui se dégage au commencement, et qui est mélang
d'air atmosphérique.

De la Combustion.

Tout le monde est familiarisé avec le phénomène connu sous le nom de *combustion*. Un corps combustible, le charbon de bois, par exemple, exposé avec le contact de l'air à une température élevée, s'échauffe, *s'allume* et dégage bientôt du calorique accompagné de lumière : lorsque cette émission cesse, le charbon a totalement disparu, à l'exception d'un résidu peu considérable de cendres : il a été presque entièrement converti en acide carbonique qui s'est dégagé et que l'on peut recueillir sous la cloche de la cuve pneumatique. Le poids de ce gaz excède de beaucoup celui du charbon qui a été consumé.

On supposait anciennement que la combustion était due à l'action d'un corps élémentaire appelé *feu*, qui avait la propriété de dévorer certains autres corps, et de les convertir en sa propre substance. Cette explication qui laissait tout à désirer fut remplacée par les diverses hypothèses de Hooke, de Mayow, de Stahl. Suivant Stahl, tous les combustibles renferment un certain corps appelé *phlogistique*, auquel ils doivent leur combustibilité : cette substance est la même dans tous les combustibles qui ne diffèrent que par la proportion de leurs autres principes avec lesquels le phlogistique est combiné : la combustion, et tous les phénomènes qui s'y rapportent, dépendent uniquement de la séparation et de la dissipation de ce principe : le résidu reste incombustible. Cette théorie ne peut soutenir l'examen ; sa conséquence immédiate serait que le corps brûlé pèserait moins après la combustion qu'avant ; or il est prouvé actuellement que dans la combustion le poids des corps dégagés et du résidu est supérieur à celui du combustible : aussi cette théorie fut-elle mo-

lifiée successivement par Mâcquer, Priestley, Crawfurd et Kirvan.

Pendant qu'on changeait ainsi de diverses manières la théorie de Stahl sur la combustion, l'illustre Lavoisier s'occupait d'en étudier avec soin les phénomènes. Il déduisit ses premières notions précises sur la nature de la combustion d'un mémoire de Bayen, lu à l'académie en 1774; il travailla sur ces données, et parvint à établir pleinement l'existence de cette loi générale : *Dans toute combustion, l'oxigène se combine avec le corps qui brûle.* Cette importante découverte a répandu un nouveau jour sur les phénomènes chimiques, elle a rassemblé et expliqué un grand nombre de faits isolés, et refondu le tout sous la forme d'une science.

Toute fixation d'oxigène est une véritable combustion; le fer exposé à l'air absorbe l'oxigène de cet air, se *rouille* ou se transforme en une poudre rouge; il y a donc combustion : mais les chimistes ont réservé ce nom pour toute absorption d'oxigène accompagnée de chaleur et de lumière. Le mot *oxigénation* comprend les phénomènes analogues au précédent et dans lesquels il y a fixation d'oxigène sans dégagement apparent de chaleur et de lumière.

Lavoisier expliqua ainsi de la manière la plus claire le changement d'état qu'éprouvent les corps dans toute combustion et oxigénation; il eut recours à la théorie de Crawfurd pour rendre raison de l'émission de chaleur et de lumière qui constitue en partie ces phénomènes. Le calorique et la lumière unis a l'oxigène à l'état de gaz s'en séparent lorsqu'il perd cet état pour se combiner avec le combustible; mais si cette explication est en général assez satisfaisante pour les cas ordinaires, il en est d'autres auxquels elle ne peut convenir. Le calorique et la lumière sont supposés être combinés avec l'oxigène de l'atmosphère, parce qu'il est à l'état gazeux, et s'en séparer parce qu'il perd cet état de gaz en se combinant à des substances solides ou liquides; mais les combinaisons de l'oxigène,

lorsqu'il est déjà solide ou liquide, produisent des combustions aussi violentes que lorsqu'il est à l'état gazeux. telle est l'action de l'acide nitrique concentré sur l'essence de térébenthine : ici l'azote dans l'acide nitrique avait éprouvé la *combustion;* l'oxigène auquel il s'était uni, et qui l'avait déjà brûlé, était liquide, et cependant l'oxigène a donné du calorique et de la lumière en se combinant avec l'hydrogène et le carbone qui entrent dans la composition de l'essence. Il faut donc avouer qu'avec la seule théorie de Lavoisier une partie des phénomènes de la combustion, c'est-à-dire, le dégagement de chaleur et de lumière est quelquefois inexplicable. Cette insuffisance se fait surtout sentir lorsqu'il faut expliquer les phénomènes de la combustion dans plusieurs combinaisons dont l'oxigène ne fait pas partie : la poudre d'antimoine, projetée dans un flacon rempli de chlore, donne une flamme vive et brillante; les deux substances se combinent et il se forme un chlorure d'antimoine; le potassium et le sodium en s'unissant à l'iode sans le concours de l'oxigène dégagent de la chaleur et de la lumière : le phosphore, l'arsenic, mis en contact avec le chlore gazeux, produisent les mêmes phénomènes. Les chimistes anglais reconnaissent que ces combinaisons sont de véritables combustions; conséquemment, au lieu d'admettre avec Lavoisier que l'oxigène est le seul corps comburant, ils reconnaissent plusieurs des corps appelés jusque-là combustibles comme comburans, ou soutiens de la combustion : ces corps sont le chlore, l'iode, le fluor et probablement aujourd'hui le brôme : ainsi, suivant Thomson, la combustion est la combinaison d'un corps combustible avec un des soutiens de la combustion, accompagnée de calorique et de lumière. Cette théorie laisse encore beaucoup à désirer.

Une nouvelle explication du phénomène de la combustion a été donnée par le professeur de chimie de la faculté de médecine de Paris. Les molécules des corps sont tenues à distance par l'interposition du calorique : les intervalles remplis de ce fluide, qui existent même

dans les substances les plus denses, sont immenses, suivant les meilleurs physiciens : la quantité de calorique interposée augmente selon l'état du corps ; elle est plus grande dans les liquides que dans les solides, plus grande dans les gaz que dans les liquides. Toutes les fois que deux corps en se combinant forment un composé plus dense, il y a donc dégagement de calorique ; ce dégagement est plus ou moins grand ; il est généralement peu sensible dans la combinaison des corps solides entre eux ; il l'est davantage dans celle des liquides ; il devient très marqué dans celle des corps gazeux, soit avec un autre fluide élastique, soit avec un corps solide ou liquide. Le chlore et l'hydrogène se combinent avec dégagement de calorique et de lumière. L'hydrogène et l'oxigène produisent le même phénomène dans la formation de l'eau. L'union accompagnée de flamme du chlore avec plusieurs substances solides indiquées plus haut, celle de l'oxigène avec la plupart des corps sont également bien expliquées dans cette hypothèse. L'énergie de l'affinité des deux corps, la facilité, la promptitude avec laquelle ils se combinent, déterminent l'apparition ou l'absence des phénomènes de la combustion : ainsi l'oxigène s'unit au fer dans son oxidation à l'air libre sans dégagement sensible de calorique, parce que les points de contact sont rares et la combinaison lente ; si le fer est placé dans un flacon rempli de gaz oxigène pur et la combinaison facilitée par la chaleur, la lumière produite par la vivacité de la combustion sera, comme il a été dit, tellement éclatante que l'œil ne pourra la supporter ; enfin si l'oxigène déjà uni à un corps l'abandonne pour se porter sur une autre substance avec lequel il a plus d'affinité, cette supériorité d'affinité en déterminant une union plus intime pourra causer le dégagement de calorique qui s'opérera ; tel est le cas de la flamme produite dans la combinaison du carbone et de l'hydrogène qui existent dans l'essence, avec l'oxigène qui se sépare de l'acide nitrique : l'oxigène abandonne

très facilement l'azote et a au contraire beaucoup d'affinité pour le carbone et l'hydrogène.

La combustion serait donc, suivant la définition de M. Orfila, un phénomène très général qui a lieu toutes les fois que deux corps se combinent avec dégagement de calorique et de lumière Cette hypothèse, assez ingénieuse, est également insuffisante pour expliquer tous les faits, notamment celui de la combustion de la poudre où l'oxigène et les corps combustibles sont solides, et donnent naissance à des produits gazeux; remarquons cependant qu'elle se rapproche en beaucoup de points de l'hypothèse établie par M. Ampère, pour se rendre compte de la chaleur et de la lumière émises dans les combinaisons chimiques.

Quelles que soient au reste les modifications apportées par la suite à la belle loi de Lavoisier, modifications nécessitées par les faits nouveaux inexplicables dans son hypothèse, il n'en sera pas moins vrai qu'il y a combustion plus ou moins marquée dans toute fixation d'oxigène; mais jusqu'à ce qu'on ait admis une solution des questions discutées, sa théorie étant la seule généralement admise en France, nous examinerons les corps dans le même ordre que si nous l'admettions nous-même entièrement, en nous réservant d'appuyer sur les faits qu'elle ne peut expliquer.

Lorsqu'un corps soumis à la combustion devient rouge de feu sans cependant s'enflammer, on dit qu'il est en *ignition*. Si ce corps répand en brûlant une vive lumière sous forme de flamme, on appelle le phénomène *inflammation*; si l'inflammation a lieu brusquement et avec bruit, on dit qu'il y a *détonation*.

Quand la combustion se fait avec flamme, la vivacité de cette dernière est d'autant plus grande que le produit de cette combustion approche plus de la fixité. Le phosphore, le zinc, le potassium donnent une flamme très brillante; les produits obtenus acide phosphorique, oxide de zinc, potasse, sont fixes. L'hydrogène, le soufre au

contraire donnent une flamme peu visible, les produits eau, acide sulfureux, étant volatils.

La flamme ne peut traverser une toile métallique fine : chaque ouverture fait l'office d'un tube très court, absorbe de la chaleur, abaisse la température et conséquemment s'oppose à l'ignition du combustible placé de l'autre côté de la toile : la finesse de cette toile doit être proportionnée à la température qu'exige le combustible pour son inflammation. Une toile de 100 ouvertures par pouce carré arrête l'inflammation de la vapeur de l'esprit-de-vin, mais ne peut arrêter l'inflammation de l'hydrogène : ce dernier combustible exige des fils de 1/60 de pouce et 800 ouvertures par pouce carré.

Ce principe, que l'expérience confirme, a été mis en pratique pour s'opposer à la détonation des gaz inflammables qui remplissent quelquefois les mines de charbon de terre. Ces détonations produites par la lumière que l'on porte pour se guider dans le travail, bouleversent la mine, et une multitude d'ouvriers en ont été victimes. La lampe destinée à éclairer l'ouvrier est enfermée dans une toile métallique; lorsque la flamme pâlit, cet affaiblissement qui est bientôt suivi d'un léger sifflement et d'une lueur phosphorique répandue dans tout l'intérieur de la lampe, indique que l'atmosphère est très riche en gaz inflammable, ne contient presque plus d'oxigène, et conséquemment est irrespirable. D'un autre côté on a observé qu'un fil de platine chauffé au rouge blanc conserve cet état lorqu'il est plongé dans un mélange détonnant : on a donc attaché dans la flamme un paquet de fils de platine; ce dernier rougit par l'inflammation de la lampe, et lorsque l'atmosphère n'est plus assez riche en oxigène, cette lampe s'éteint, mais le fil de platine en ignition guide l'ouvrier dans sa sortie; bientôt arrivé plus près de l'ouverture, ce fil rallume la lampe. Le chevalier Aldini a montré, dans ces derniers temps, de quelle utilité, dans les incendies, pouvaient être les toiles métalliques, sagement com-

binées avec des matières incombustibles, telles que l'amiante, ou peu conductrices comme la laine, etc., etc. Un homme couvert du vêtement de son invention peut traverser les flammes sans en éprouver le moindre dommage.

Plusieurs chimistes, parmi lesquels on distingue Lavoisier et Laplace, ont cherché à déterminer la chaleur produite dans la combustion de diverses substances; les tables suivantes donnent le résultat de recherches faites sur cette partie.

Table des quantités de glace fondue par la chaleur provenant de la combustion de plusieurs corps.

Suivant MM. Clément et Desormes.

		Liv. de glace
1 livre d'hydrogène		295,00
Charbon de bois plus ou moins sec, de	80 à	94,00
Coke pur		94,00
Houille suivant sa qualité, de	76 à	94.00
Bois plus ou moins sec, de	38 à	40,00
Tourbe, la meilleure		26,60

Suivant Lavoisier.

1 livre d'hydrogène	313,
— d'huile d'olives	148,883
— de cire blanche	140,000
— de phosphore	100,000
— de charbon	96,351
— de suif	95,813
— d'éther sulfurique	74,313
— de salpêtre avec une de soufre	32,000
— de salpêtre avec 5/16 de charbon	12,000

On peut déduire de ces tables la chaleur communiquée à un poids donné d'eau par la combustion d'un même poids de la substance combustible.

Une livre d'hydrogène fond 313 de glace ou élève 313 liv. d'eau de 0° à 75 d'après le principe établi en traitant du calorique, ou élève une livre d'eau de 0° à

13×75=23475°, c'est-à-dire qu'une livre d'hydro-
ène en brûlant élève une livre d'eau de 0° à 23475°.
e calcul fait sur les autres substances donne les résul-
ats suivans :

Suivant MM Clément et Desormes.

1 livre d'hydrogène élève 1 livre d'eau de 0°	à 295×75 ou 22125 degrés.
Charbon de bois de 0° . à	6,000 et 7050
Coke pur	7050
Houille de	5600 et 7050
Bois de	2850 et 3000
Tourbe	2000

Suivant Lavoisier.

L'huile d'olive élève l'eau de 0° . .	à	148,883×75=11166°
La cire	à	10500
Le phosphore	à	7500
Le charbon	à	7226
Le suif	à	7185
L'éther sulfurique	à	5573
Le salpêtre avec partie égale de soufre.		2400
Le salpêtre avec 5/16 de charbon.	à	900

On voit par là qu'à poids égal la houille, le coke, le
harbon de bois sont des combustibles bien préférables
la tourbe et à tous les bois. Cependant ces résultats
e sont pas exactement ceux que l'on obtient dans la
ratique ; le choix du combustible dépend d'ailleurs,
° de la nature de l'effet qu'on veut produire, 2° du
rix du combustible comparé à la quantité de la chaleur
u'il développe : ainsi à Paris le chauffage par le char-
on de terre est le plus économique de tous, le chauffage
ar le coke est plus cher que celui du bois, enfin
e chauffage par le charbon de bois est le plus cher de
ous (traité de la chaleur par M. Péclet).

Les calculs donnés plus haut supposent que la capacité
les corps pour le calorique est invariable, lorsque ces
orps sont élevés à des températures supérieures ; cette
oi n'est pas démontrée, il paraîtrait au contraire que

le calorique spécifique des corps augmente avec leur température.

2e SECTION.

Des combustibles non-métalliques.

Ces combustibles sont au nombre de 11 si l'on admet l'existence du fluor comme radical de l'acide hydrofluorique ; nous les classons dans l'ordre de leur affinité pour l'oxigène.

De l'Hydrogène.

Pes. 0,069. L'hydrogène est un fluide élastique, permanent, incolore, insoluble dans l'eau, d'une odeur légèrement alliacée lorsqu'il n'est pas parfaitement purifié : c'est le plus léger de tous les gaz. Un corps en ignition que l'on plonge dans une éprouvette pleine de ce gaz s'éteint, et si le gaz est en contact avec l'air atmosphérique il brûle avec une flamme bleuâtre. On le prépare avec l'appareil n° 1, que l'on peut simplifier en remplaçant la cornue et l'alonge par une fiole ordinaire qui reçoit de la limaille de zinc, de l'eau et de l'acide sulfurique. L'eau se décompose, son oxigène uni au zinc forme de l'oxide de zinc, qui, se combinant avec l'acide sulfurique, donne un sulfate de zinc, tandis que l'hydrogène de l'eau se dégage et est reçu sous la cloche. Il est difficile de l'obtenir très pur ; on le débarrasse d'une matière huileuse qui lui donne de l'odeur, et augmente sa pesanteur en l'agitant avec de la potasse, ou le faisant passer à travers une dissolution de cette substance.

Mêlé à l'oxigène, l'hydrogène s'enflamme et détonne au contact d'un corps en ignition ou par l'étincelle électrique : ce mélange est employé pour produire une

chaleur très intense : on se sert à cet effet d'un instrument nommé *chalumeau*. On appelle ainsi tout appareil qui développe à l'aide d'un courant de gaz une chaleur tellement forte que lorsqu'elle est bien ménagée elle fond presque tous les métaux, pourvu cependant qu'ils ne soient pas soumis à la flamme en fragmens plus gros qu'un grain de blé. Le chalumeau le plus simple est un tube recourbé terminé en pointe, au moyen duquel on souffle sur une lampe ordinaire, en formant ainsi un cône lumineux baigné d'air à l'intérieur et à l'extérieur : dans cet instrument nommé *chalumeau à bouche*, l'azote qui est une des parties de l'air diminue la chaleur ; aussi cette dernière est bien plus forte en substituant à l'air un courant d'oxigène pur que l'on établit par la pression exercée sur une vessie remplie de ce gaz et à laquelle est fixé un tube terminé en pointe. On a enfin augmenté la chaleur en remplaçant l'oxigène par un mélange d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions nécessaires pour faire l'eau : on évite la détonation en plaçant le réservoir dans une autre salle et en terminant le tuyau d'ajutage par un tube droit effilé et garni à l'intérieur d'un assemblage de toiles métalliques. Voici quelques expériences faites avec le chalumeau à gaz oxi-hydrogène.

Le *platine* exposé en petits fragmens au courant du chalumeau était fondu, et les plus grosses gouttes qui tombèrent pesaient 10 grains ; en plaçant plusieurs de ces globules sur un morceau de charbon, et les exposant à la plus grande force des gaz, le métal bout et coule en formant une masse : de cette manière on a fondu plus de 200 grains de platine en un globule métallique brillant.

L'antimoine, *le fer*, *le cuivre*, *l'argent* et même *l'or* placés sur le charbon et sous le jet des gaz enflammés fusent et brûlent rapidement avec une flamme dont la couleur varie avec la nature du métal ; l'antimoine et le fer donnent une flamme vive, accompagnée d'une belle scintillation ; le cuivre, l'argent, l'or donnent une flamme verte.

Le *silex* se fond en un verre coloré; *l'alumine* se convertit en émail blanc de lait, la *barite* donne un émail blanc-grisâtre; il en est de même pour la *zircône*, la *strontiane*, la *glucine*, la *chaux* et la *magnésie*; mais chacune de ces terres offre des variétés dans la marche du phénomène.

On a aussi obtenu la fusion de la porcelaine, de la poterie commune, des fragmens de creusets de Hesse, de la faïence de Wedgwood, de plusieurs argiles, comme la terre de pipe, la brique réfractaire et quelques roches. M. Lampadius, en faisant usage du chalumeau à gaz, a trouvé que la chaleur produite par la combustion de l'oxigène mêlé à l'hydrogène percarboné tiré du charbon de terre était supérieure à celle que donne l'hydrogène pur.

La grande légèreté de l'hydrogène en a fait adopter l'emploi pour la confection des aérostats: ces derniers sont ordinairement des ballons sphériques en taffetas gommé que l'on remplit d'hydrogène; ils pèsent moins que le volume d'air qu'ils déplacent et conséquemment tendent à s'élever.

Le procédé indiqué plus haut pour obtenir l'hydrogène, est celui dont on se sert dans les laboratoires: mais lorsqu'il est nécessaire d'avoir un volume considérable de gaz pour le gonflement d'un ballon, le zinc serait trop dispendieux; on le remplace par le fer: la réaction est la même et il se forme du sulfate de fer. L'expérience démontre que 3 kilog. de fer, 5 d'acide sulfurique du commerce et 30 d'eau donnent au moins un mètre cube de gaz.

Soit un ballon de 10 mètres de diamètre ou 523.6 mètres cubes: les matières employées sont 1570 kilog. de fer, 2618 kilog. d'acide et 15708 kilog. d'eau. La règle est très simple. V. étant le volume du ballon, on multipliera ce volume par 3, pour avoir la quantité de fer, par 5 pour celle d'acide, et par 30 pour celle de l'eau.

La table suivante, due à M. Francœur, indique les

poids que peuvent enlever des ballons de divers diamètres.

Diamétre en Mètres.	Volume en M. cubes.	Surface en M. carrés.	Kilo que le gaze peut enlever.	Poids de l'enveloppe en kilo.	Force ascensionell. poids des agrés.
1	0,52	3,14	0,62	0,78	0,16
2	4,19	12,57	5,03	3,14	1,89
4	33,51	50,27	40,21	12,57	27,65
6	113,10	113,10	135,72	28,27	107,44
7	179,59	153,94	215,51	38,48	177,03
8	268,08	201,06	321,70	52,01	269,69
9	381,70	254,47	458,04	63,62	394,42
10	523,60	314,16	622,32	78,54	549,78
11	696,91	380,13	836,29	95,03	781,26
12	904,78	452,39	1085,74	113,10	972,84
13	1150,35	530,96	1380,42	132,73	1247,69

De l'Eau.

L'hydrogène s'unit chimiquement à l'oxigène et peut former deux composés, *l'eau* et *l'eau oxigénée ;* le second de ces produits n'a pas d'usage, et sa préparation nécessite des détails qui ne peuvent trouver place dans cet ouvrage. Nous ne nous occuperons donc particulièrement que du premier.

L'eau est ce fluide répandu avec une si grande abondance sur toute la surface du globe ; à cet état l'eau n'est presque jamais pure, si ce n'est celle qui tombe à la fin

d'une longue pluie. Les substances étrangères mêlées à l'eau sont plus volatiles ou plus fixes qu'elle-même, par conséquent on la purifie en la faisant bouillir, condensant les vapeurs et rejetant les premières parties condensées : cette opération se fait en grand au moyen d'un appareil appelé *alambic*. Le liquide purifié porte le nom d'*eau distillée ;* il est transparent, inodore, insipide, susceptible de transmettre le son et de mouiller la plupart des corps, très peu compressible ; son pouvoir réfringent est considérable ; il conduit mal le fluide électrique et pèse 781 fois autant que le même volume d'air : sa pesanteur spécifique est supposée égale à 1 et sert à mesurer la pesanteur des corps solides et liquides.

L'eau refroidie jusqu'au-dessous de 0° passe à l'état de glace ; chauffée jusqu'à 100 degrés, elle bout et se convertit en vapeur. La dissolution des différens sels dans l'eau change son point d'ébullition ; la plupart l'élèvent, et cette élévation est en général proportionnelle à la quantité de sel dissous ; quelques-uns l'abaissent ; le sulfate de cuivre ne le change pas.

La plus forte chaleur ne peut décomposer ce liquide. L'eau est composée en poids de 88, 29 oxigène 11.71 hydrogène (éch. syn. 8 oxigène, 1 hydrog.) ou en volume de 2 hydrogène et de 1 d'oxigène. Cette découverte de Cavendish et de Lavoisier peut se vérifier par l'analyse et par la synthèse.

En 1781 Cavendish, s'occupant d'examiner ce que devient l'air perdu dans la combustion, entreprit des expériences dans lesquelles il brûla 32,375 kilog. mesure de gaz hydrogène avec deux fois et demie cette quantité d'air commun, et en faisant passer ce mélange brûlant à travers un tube de verre d'environ deux mètres de long, il se condensa 8,740 grammes d'eau pure.

Le 24 juin 1783, Lavoisier et Laplace répétèrent l'expérience de la combustion de l'hydrogène et de l'oxigène dans un vase de verre sur le mercure, en quantité plus grande que celle qui avait été brûlée par

Cavendish ; le résultat fut d'environ 1917 grammes d'eau pure.

Enfin l'expérience de MM. Fourcroy, Vauquelin et Séguin commencée le mercredi 13 mai 1790 ne fut achevée que le vendredi 22 du même mois ; le volume du gaz hydrogène fut de 25963,563 pouces cubes dont le poids était de 1039,358 grains : le volume d'oxigène fut de 12570,942 pouces cubes pesant 6209,869 grains. Le poids total de ces deux gaz était donc de 7249,227 grains.

Le poids de l'eau obtenu fut de 7245 grains ou 12 onces 4 gros 45 grains : le déficit fut donc de 4,227 grains. Cette expérience ne peut laisser aucun doute.

La composition de l'eau peut se démontrer par l'analyse. Lavoisier fit une expérience facile à répéter qui consistait à faire traverser par de la vapeur d'eau un tube de fer chauffé au rouge : le fer fut oxidé, et il y eut dégagement d'hydrogène ; la vapeur d'eau à laquelle il fit traverser diverses substances combustibles produisit le même effet. On se sert pour cette expérience de l'appareil, *fig.* 10. II est un tube de fer ou de porcelaine, que l'on remplit de fer bien décapé : ce tube traversant un fourneau est chauffé au rouge comme dans l'appareil n° 4 ; le tube N P reçoit de l'eau qui, arrivée en P, est rapidement portée en vapeur le long du tube II : les produits qui sont de l'hydrogène et de la vapeur d'eau sont recueillis sur le mercure.

La plus ou moins grande pureté des eaux les a fait diviser en trois espèces : *eau pure ou distillée*, *eaux ordinaires*, *eaux minérales*.

La première est celle que nous venons d'examiner ; on l'emploie dans les laboratoires pour les analyses.

La seconde est l'eau potable ordinaire : elle renferme plusieurs sels, tels que sulfate de chaux, carbonate de chaux, sulfate de potasse, etc. Lorsque ces sels sont en trop grande quantité, l'eau ne peut cuire les légumes et décompose le savon qui s'y dissout mal ; c'est ordinairement le moyen que l'on emploie pour recon-

naître si une eau peut servir aux divers usages de la vie : dans le premier cas, la sélénite (sulfate et carbonate de chaux), contenue dans l'eau s'interpose entre les molécules végétales, et rend les légumes durs et ligneux : dans le second, le savon étant composé d'huile et d'alcali (soude) est décomposé par les sulfate et carbonate de chaux ; il se forme un sulfate et un carbonate de soude solubles et un savon insoluble d'huile et de chaux. M. Thénard a indiqué comme moyen de purifier les eaux non potables l'addition d'une certaine quantité de carbonate de soude : on conçoit en effet que ce sel décompose les sulfate et carbonate de chaux, les transforme en sels de soude, et ces nouveaux sels, sulfate et carbonate de soude, ne s'opposent plus à la cuisson des légumes et ne décomposent plus le savon.

Les eaux minérales sont celles qui renferment une quantité de principes étrangers assez considérable pour produire une action particulière sur l'économie animale. On divise ces eaux en quatre sections :

1° Eaux gazeuses ; 2° eaux salines ; 3° eaux ferrugineuses ; 4° eaux sulfureuses.

Les premières pétillent et dégagent de l'acide carbonique : eaux de *Seltz*, *de Sedlitz*, etc. ; les deuxièmes renferment plusieurs sels, tels que *sulfate de magnésie*, *hydrochlorate de soude*, *hydrochlorate de chaux*, etc. ; les troisièmes contiennent du fer en dissolution, *eaux de Spa*, de *Pyrmont*, de *Passy*, de *Vichy*, etc. ; les quatrièmes enfin ont l'odeur d'œufs pourris, *eaux de Barrèges*, de *Bagnères*, de *Bonn*, d'*Aix-la-Chapelle*, etc. ; ces dernières, et quelques-unes des trois autres sections, ont quelquefois une température supérieure à celle de l'air environnant.

Température de quelques sources d'eau chaude.

Source	Temp.	Source	Temp.
Bristol	23°	Carlsbad	68°
Bath	47	Aix-la-Chapelle	62
Vichy	49	Barreges	49

L'eau est d'un emploi continuel dans l'état ordinaire

de la vie. Le chimiste s'en sert dans presque toutes ses opérations ; elle se combine avec les corps, soit en les dissolvant et restant limpide, soit en se solidifiant elle-même. Toute réflexion sur son utilité serait donc superflue, et nous aurons occasion de revenir sur ses divers emplois comme agent chimique : mais l'usage de la vapeur d'eau comme force motrice s'est tellement répandu que cette partie exige quelques développemens.

La vapeur d'eau occupe, avons-nous dit, 1700 fois le volume qu'elle avait à l'état liquide : cette énorme différence a donné à l'homme une puissance dont il ne connaît pas encore la limite. On conçoit que si une masse d'eau vaporisée est introduite dans un espace où elle ne puisse se dilater, elle chassera les parties mobiles de la paroi dont le mouvement permettra son expansion : si elle est subitement condensée, l'espace qu'elle occupait sera vide, et l'air par sa pression ou toute autre force agira extérieurement en ramenant le piston dans un sens opposé ; une nouvelle masse liquide vaporisée et condensée produira le même effet ; de là un mouvement de va-et-vient : tel fut le jeu des premières machines à vapeur. Plus tard on fit arriver la vapeur sur les deux surfaces du piston ; ainsi l'eau gazéifiée agit à la surface inférieure, et au moment où elle passe à l'état liquide par des injections froides, une masse de vapeurs se répand sur la surface supérieure : cette dernière est liquéfiée tandis que la vapeur s'introduit sous l'autre surface, et ainsi de suite. Ce mouvement continuel de va-et-vient employé comme force motrice a donné des résultats surprenans. Les premières idées sur l'application de la vapeur comme puissance appartiennent à la France : ce fait a été prouvé par M. Arago et il est consigné dans l'ouvrage intitulé : *Histoire descriptive de la machine à vapeur par R. Stuart.* Mais on doit au célèbre Watt, anglais, la mise en pratique et des perfectionnemens tels que son nom vient se placer au-dessus de tous ceux qui l'ont devancé. Chacun aujourd'hui a entendu parler

de la vapeur employée comme force motrice dans les filatures, dans la navigation, enfin dans tous les établissemens qui nécessitent une grande puissance. On s'est également beaucoup occupé des explosions arrivées sur les bâtimens à vapeur; et par suite des dangers qui accompagnent l'emploi de ce nouveau mode de transport par eau : je renvoie pour cette partie à l'excellent mémoire de M. Arago, mémoire publié dans l'annuaire du bureau des longitudes pour 1830, et au traité intitulé *Guide du chauffeur* et du propriétaire de machines à vapeur : les personnes qui dirigent des machines à vapeur ou qui ont besoin de les étudier, trouveront expliquées dans cet ouvrage toutes les causes d'explosions des chaudières, ainsi que les moyens à employer pour prévenir ces accidens.

Un autre usage qui est encore peu popularisé en France est l'emploi de la vapeur d'eau comme moyen de chauffage dans les bâtimens : cette vapeur se dégage d'une chaudière et est transportée à travers les appartemens par des tuyaux de conduite. L'expérience a prouvé que ce moyen réunit les quatre conditions que l'on exige d'un bon chauffage, l'économie, la propreté, la sûreté et la salubrité. Quelques foyers de nos théâtres sont actuellement chauffés, du moins en partie, par la vapeur d'eau.

Du Bore.

Le bore est solide, brun-verdâtre, inodore, sans saveur; sa pesanteur n'est pas connue; il n'existe dans la nature que combiné, et a été peu étudié; la lumière, l'électricité, la chaleur même la plus violente sont sans action sur lui.

Il paraît ne se combiner avec aucun des corps combustibles, excepté le fer et le platine.

Chauffé au-dessous de la température rouge, il s'unit à l'oxigène et forme de l'acide borique.

Il s'extrait de ce dernier acide par un procédé difficile et coûteux.

Acide borique. Pes. 1,47, ou 1,80 : comp. incertaine. Corps solide, inodore, incolore, d'une saveur peu prononcée ; il rougit faiblement la teinture de tournesol ; privé d'eau il a l'apparence du verre, est fusible à une haute température sans cependant être altéré ni volatilisé par la chaleur ; attire l'humidité de l'air et devient opaque. Cet acide se dissout difficilement ; uni à l'eau, il cristallise sous forme d'écailles blanches nacrées et de prismes ou lames mal déterminées : il est alors soluble dans quinze fois son poids d'eau bouillante ; chauffé il se fond et perd l'eau avec laquelle il était combiné : l'oxigène, l'air, l'hydrogène sont sans action sur lui.

Lorsque l'on prépare l'acide borique en petites quantités on l'extrait du borate de soude en pulvérisant ce sel, le faisant dissoudre dans six fois son poids d'eau, et versant peu à peu dans la dissolution de l'acide sulfurique jusqu'à ce que la liqueur rougisse le papier de tournesol ; on agite en même temps vivement : le borate se décompose, il se forme un sulfate acide de soude qui reste en dissolution, et l'acide borique se précipite par le refroidissement sous forme de paillettes nacrées. On filtre le liquide froid et on lave le résidu à l'eau froide, puis on fait égoutter et sécher : on peut ensuite le faire fondre dans un creuset de Hesse pour achever de le purifier.

Tel n'est pas le procédé que l'on suit aujourd'hui dans les arts. On purifie en grand l'acide borique que l'on trouve à l'état libre dans plusieurs lacs de la Toscane. Le terrein de ces lacs est formé d'une matière boueuse sans cesse agitée par une ébullition apparente due à un dégagement continuel de vapeurs qui sortent du sein de la terre. Les lacs les plus riches sont ceux de Cherchiajo, de Monte-Cerboli, de Castel-Nuovo, etc., etc.

On lessive avec de l'eau chaude, les boues rejetées sur les bords des lacs ou *lagonis* et on fait évaporer :

souvent on se contente de concentrer les eaux mêmes de ces sources thermales qui contiennent l'acide borique en dissolution ; mais celui qu'on obtient par ce procédé n'est jamais pur. L'acide borique s'emploie dans les analyses de minerais (cet usage sera développé plus loin) ; il sert à faire le borate de soude en usage dans les verreries ; il entre dans la composition du strass , enfin il pourrait servir à faire des vernis ou couvertes dans les poteries communes , mais il est encore trop cher ; on l'emploie en médecine comme sédatif.

Du Carbone.

Le carbone est pour le chimiste le principe parfaitement pur du charbon : la nature ne le présente que dans le diamant : ce dernier corps brûle dans l'oxigène pur, à l'aide d'une température excessivement élevée, ne laisse aucun résidu , et le gaz produit de la combustion est l'acide carbonique. Le carbone uni à l'hydrogène et à quelques matières terreuses constitue le charbon ordinaire.

L'unité de poids pour les diamans est le *carat*. Le carat pèse 4 grains, et les diamans impropres à la taille se paient de 30 à 36 fr. le carat ; quand ils peuvent être taillés et que leur poids est au-dessous du carat on les vend 48 fr. le carat : si leur poids dépasse ce terme, on en prend le carré que l'on multiplie par 48 ; ainsi un diamant de 5 carats vaut

$$5 \times 5 \times 48 = 1200 \text{ fr.}$$

Enfin si le diamant est taillé , on estime le poids perdu à la moitié du poids brut.

Les diamans les plus remarquables sont : 1° celui du raja de Matun, à Borneo ; il pèse 300 carats au moins ; 2° celui de l'empereur du Mogol , il pèse 279 carats et vaut onze millions ; 3° celui de l'empereur de Russie (193 carats) ; 4° celui de l'empereur d'Autriche (139 carats) ; 5° celui du roi de France (136 carats).

Divers essais ont été faits pour opérer la fusion du charbon ordinaire purifié; ce qui aurait peut-être conduit à la fabrication du diamant. MM. Hare et Sillimann ont annoncé avoir opéré cette fusion en établissant la communication entre les deux pôles d'une pile à l'aide d'un morceau de charbon taillé en pointe à ses deux bouts. Plus récemment M. Cagnard-Latour, et ensuite M. Gannal, ont cru avoir fabriqué du diamant. A cette époque le prix du diamant baissa sensiblement. Mais les faits annoncés n'ont pas été confirmés.

Le diamant est employé pour graver et couper le verre. C'est avec sa poussière qu'on parvient à tailler les autres pierres dures.

Le charbon ordinaire est un corps solide, sans odeur, sans saveur, d'une couleur noire; sa dureté, sa pesanteur et sa porosité varient beaucoup. Il est mauvais conducteur du calorique, mais conduit assez bien l'électricité quand il a été calciné convenablement; aussi l'employe-t-on pour garnir le pied des paratonnerres et transmettre facilement au sol le fluide électrique. La plus forte chaleur ne peut le ramollir; il est inaltérable à l'eau et l'on charbonne la partie des pieux que l'on enfonce en terre pour les rendre plus durables. Une de ses propriétés les plus remarquables est celle d'absorber les gaz avec lesquels on le met en contact; cette absorption est d'autant plus grande que la température est plus basse et la pression plus forte; elle est moins considérable lorsque le charbon est en poudre; elle augmente avec sa densité jusqu'à un certain point, où les pores trop serrés ne la permettent plus aussi facilement: elle varie avec la nature des gaz.

La table suivante, due à de Saussure, indique quelques unes des variations: un volume de charbon de bois absorbe

90	vol. de gaz ammoniacal.	35	vol. d'hydrog. percarboné.
85	— d'acide hydrochlorique.	9,25	— d'oxigène.
40	— de protoxide d'azote.	7,5	— d'azote.
35	— d'acide carbonique.	1,75	— d'hydrogène.

Cette propriété rend le charbon très utile pour prévenir la putréfaction des eaux dans les voyages de long cours ; à cet effet on conserve ces eaux dans des tonneaux dont l'intérieur est charboné. On purifie celle qui a quelque odeur en la filtrant à travers plusieurs couches de charbon pilé : tel est le procédé mis en action dans l'établissement des eaux clarifiées par les filtres-charbons. On peut aussi ôter la mauvaise odeur et le mauvais goût de la viande gâtée en la faisant bouillir avec du charbon.

Ce combustible jouit encore de la propriété de décolorer plusieurs substances végétales et animales. Nous reviendrons sur plusieurs de ces usages et de ces propriétés en traitant des différentes espèces de charbon.

On peut diviser les charbons en trois espèces distinctes : 1° charbon animal ; 2° charbon de bois ; 3° cha bon minéral.

L'usage a consacré le nom de charbon animal à celui que l'on obtient en distillant dans des vases clos, un peu au-dessus du rouge cerise, les os de divers animaux que l'on recueille en très forte quantité, surtout dans les grandes villes. On les soumet à la calcination par deux procédés : dans le premier on remplit d'os concassés et dépouillés de leur graisse de gros cylindres placés horizontalement dans un four et terminés par un tuyau de trois pouces de diamètre adapté à un appareil réfrigérant ; on élève peu à peu la température jusqu'au rouge, et l'action se continue ainsi pendant trente-six heures ; il suffit alors de retirer le charbon, on le met dans les *étouffoirs*, on le laisse refroidir et on le réduit en poudre fine. Dans le deuxième procédé on calcine les os dans des marmites de fonte assemblées par paire et renversées l'une sur l'autre sur leurs orifices ; les deux marmites sont lutées avec de la terre grasse, et cet enduit forme en se desséchant quelques fentes qui suffisent au dégagement des gaz, de l'eau vaporisée et de l'huile empyreumatique.

La propriété décolorante du charbon, découverte par Lowitz, a fait le sujet d'un concours proposé par l'École de Pharmacie. Deux mémoires remarquables, l'un de M. Bussy, l'autre de M. Payen, ont partagé l'honneur du prix : les résultats qu'ils offrent sont à peu près identiques. Ils ont démontré que la supériorité du pouvoir décolorant du charbon animal comparé à celui du charbon végétal était due à la finesse de ses molécules. Dans la calcination des os, la partie minérale, (phosphate de chaux) s'oppose à l'agrégation des parties de charbon et fait rester ces dernières dans un très grand état de division : or on peut facilement prouver que le charbon décolore en s'emparant de la matière colorante à la manière des corps poreux ; en effet si l'on mêle du charbon à une solution d'indigo dans l'acide sulfurique, et si l'on filtre, l'acide passe incolore ; le charbon mêlé à la matière colorante reste sur le filtre ; mais si on le lave au moyen d'un alcali, la matière colorante se sépare du charbon et passe à la filtration : on peut ainsi renouveler le pouvoir décolorant du charbon, mais ces opérations seraient trop dispendieuses dans la pratique. C'est surtout pour la clarification et la décoloration des sirops, du miel, etc., que cette propriété a été utilisée : l'on a substitué dans ces opérations le charbon animal au charbon végétal que l'on avait d'abord employé de préférence.

Le charbon animal possède en outre une autre propriété précieuse pour la fabrication des sucres. Dans cette fabrication le liquide extrait des cannes ou des betteraves est *déféqué* au moyen de la chaux : cette base en trop grande quantité altère le sucre ; on pourrait saturer cet excès par un acide ; mais ce dernier, si on dépasse le terme de saturation, offre encore de plus grands inconvéniens : il est démontré actuellement que le charbon a le pouvoir de saturer la chaux ; si l'on soumet à l'ébullition un mélange de 100 parties d'eau de chaux et de 10 de charbon, la liqueur passée au filtre ne précipite plus avec l'oxalate d'ammoniaque.

Le charbon animal, après avoir servi dans les raffineries, est répandu sur la terre comme engrais.

Pur, il forme le noir d'ivoire si employé en peinture.

Le charbon de bois est d'un grand usage dans les usines, dans l'économie domestique, etc.; sa préparation dans les forêts se fait encore par un procédé qui diffère très peu de celui que l'on suivait anciennement. On choisit un terrain uni, fermé et à portée des tas de bois abatius; chaque fourneau occupe environ une aire de 12 à 15 pieds de diamètre; le choix des bois n'est pas indifférent. Les bois durs produisent le meilleur charbon; il est pesant, compact, et donne une forte chaleur; les charbons légers, produits des bois blancs, sont proportionnellement plus chers puisque la vente s'en fait à la mesure; ils ne sont bons que lorsque l'on veut un feu vif. Les fourneaux se construisent de la manière suivante: on fiche en terre une forte bûche amincie à une extrémité et fendue en quatre à l'autre; on ajuste dans les fentes des bûches à angle droit et horizontales; quatre autres bûches sont inclinées vers celle du centre, s'y appuient et sont contenues dans les angles: on dispose sur l'aire une série de bûches en rayons dont la bûche principale est le centre; on remplit le tout de petites bûches de un à trois pouces de diamètre: des fiches à la circonférence consolident le premier étage qui est en forme de cône tronqué. Un second étage se construit de la même manière: on répète ainsi l'opération jusqu'à ce que le fourneau ait une hauteur d'environ 15 pieds au plus. On recouvre cet assemblage avec de l'herbe, des feuilles, etc., excepté un demi-pied par le bas pour donner accès à l'air extérieur. L'ouvrier retire alors la bûche du premier étage et jette au centre une pelletée de feu avec du menu bois; bientôt la masse s'échauffe, une fumée épaisse s'échappe par les ouvertures: à ce moment la présence de l'ouvrier est rigoureusement nécessaire; il rebouche avec soin toutes les ouvertures qui donnent une issue trop facile à la fumée; le trou central est le

seul qui doit établir un courant d'air rapide : quelquefois les gaz comprimés font de petites explosions qui ébranlent la masse et donnent naissance à des fissures ; on rebouche ces cheminées avec soin. L'opération se prolonge pendant deux jours pour les bois secs, mais en général elle dure quatre jours : alors on ouvre le fourneau d'un côté.

Le procédé que nous venons de décrire a été perfectionné successivement par MM. Thilorier, Mollerat, Foucaut, Kurtz et L'Homond : cet abrégé ne permet pas d'entrer dans les détails de ces améliorations, que l'on trouvera dans l'*Art du charbonnier* par *Pelouze ;* nous rapporterons seulement les résultats comparatifs des produits obtenus.

Le bois que l'on carbonise a ordinairement une année de coupe et sur 100 parties se compose de :

Eau à l'état libre.				25
Fibre ligneuse.	70	contenant :	hydrogène. . .	3,7
			oxigène.	29,6
			carbone.	36,6
Cendres.				5

Procédé ordinaire :	100 de bois donnent		18 de charbon vendable.		
— de M. Thilorier :	100	—	20—	5 acide pyrol.	à 3° Bé
— de M. Foucaud :	100	—	24—20	—	à 4°
— de M. Mollerat :	100	—	23—25	—	à 5°
— de M. Kurtz. . . :	100	—	27—48	—	à 6°

Le procédé de M. Kurtz offre donc des avantages marqués ; mais les quantités données doivent être réduites en raison des pertes que l'on éprouve toujours dans les opérations en grand. On peut obtenir (terme moyen) de 1000 stères de bois pesant 250000 kilogrammes, 3200 hectolitres de charbon, 50000 kilogrammes d'acide pyroligneux mêlé de goudron, d'où l'on retire 2800 kilogrammes d'acide acétique blanc et valant 7 fois celui d'Orléans. On décrira ce dernier procédé à l'article acide acétique.

Le charbon de saule est employé pour dessiner.

Les charbons de bois divisés servent à polir les mé-

taux ; ils constituent le noir de fumée, entrent dans la composition de l'encre d'imprimerie, de la poudre, etc. Le charbon est encore employé pour réduire les oxides métalliques, cémenter le fer. Le noir de pêche n'est que le résultat de la carbonisation des noyaux de ce fruit.

Le carbone uni aux pyrites, à des matières terreuses et résineuses, etc. constitue le charbon minéral connu sous les noms de houille, d'anthracite, etc. Ce composé donne une forte chaleur, s'emploie en Angleterre, en France dans les usines pour désoxigéner les métaux. La flamme qu'il produit est due à l'hydrogène percarboné qu'il renferme ; ce fait sera développé plus bas.

Acide carbonique. Pes. 1,524, comp. 37,69, carb. 100 oxig. (éch. syn. 6 carbone, 16 oxigène). Le charbon porté au rouge cerise absorbe l'oxigène de l'air et forme l'acide carbonique. Ce gaz est incolore, presqu'inodore, d'une saveur acidule ; il éteint les corps embrasés, suffoque les animaux, surtout ceux qui sont à sang chaud, ne rougit que faiblement la teinture de tournesol. Il résiste sans se décomposer à la plus forte chaleur. Il a été liquefié par M. Faraday en mélant dans un tube sinueux bouché aux deux extrémités du carbonate d'ammoniaque et de l'acide sulfurique concentré : à l'état liquide il est très fluide, ne se solidifie pas, même à un très grand froid : à 0° sa vapeur exerce une pression de 33 atmosphères, à 11° une pression de 23 atmosphères. La pesanteur de ce gaz étant plus forte que celle de l'air explique le phénomène si connu de la grotte du chien dans le royaume de Naples. Cette grotte si fameuse depuis des siècles est située près le lac Agnano : un chien qu'on y tient couché contre terre périt en peu de minutes par l'effet de l'exhalaison de ce gaz délétère, tandis qu'un homme peut s'y promener impunément.

L'acide carbonique est soluble dans l'eau, et la dose d'acide dissoute augmente avec la pression exercée sur le liquide. Cette eau ainsi chargée pétille et a les propriétés des eaux minérales gazeuses. Le réactif que

l'on emploie pour s'assurer de la présence de l'acide carbonique est l'eau de chaux ; aussitôt qu'elle est en contact avec cet acide gazeux ou qu'on en verse un excès dans l'acide liquide, il se forme un précipité blanc (carbonate de chaux), soluble dans l'acide nitrique.

L'acide carbonique se trouve abondamment dans la nature ; il se produit dans toutes les fermentations et dans toute combustion par le bois, la houille, etc. On le prépare dans les laboratoires avec l'appareil n° 1, et la cuve à mercure : il suffit de mettre dans la cornue du marbre en poudre grossière sur lequel on verse de l'acide hydrochlorique faible, il se forme de l'hydrochlorate de chaux et le gaz se rend sous la cloche. L'on ne saurait trop recommander de se mettre en garde contre les effets de ce gaz ; ainsi il faut toujours établir un courant d'air dans une chambre où l'on fait brûler sur des réchauds du charbon de bois ou de terre. Si, en pénétrant dans un lieu souterrain long-temps fermé, la lumière s'éteint sans que l'on puisse attribuer cet accident à la force du vent, il faut se retirer et ne revenir qu'après avoir aéré d'une manière quelconque.

Oxide de carbone. Pes. 0,967, comp. 100, oxig. 75, 38 carb. (éch. syn. 8 oxigène, 6 carb.). Ce corps est gazeux, incolore, impropre à la respiration, susceptible de s'enflammer en absorbant l'oxigène de l'air et de former de l'acide carbonique. Dans toute combustion très forte de bois et de charbon il se dégage de l'oxide de carbone, parce que l'oxigène contenu dans l'air ambiant n'arrive pas en suffisante quantité pour former de l'acide carbonique. On prépare l'oxide de carbone en faisant passer l'acide carbonique dans un tube chauffé au rouge et contenant du charbon : l'oxigène de l'acide se partage et forme l'oxide de carbone. (Voir fig. 5.) Cet oxide est sans usage.

Hydrogène proto et percarboné. L'hydrogène s'unit au carbone en deux proportions et forme deux composés : le premier, *hydrogène proto-carboné*, existe

tout formé dans la vase de certains lacs ; il suffit de remuer cette vase, le gaz vient à la surface et peut être recueilli avec un entonnoir renversé. Un corps en ignition l'enflamme à l'air et le convertit en eau et en acide carbonique.

HYDROGÈNE PERCARBONÉ. Pes. 0, 978, comp. 100 p. Carb. 19, 6 hyd. (éch. syn. 6 carbone, 1 hydrogène), est appelé aussi gaz oléifiant. Ce gaz est incolore, insipide, exhale une odeur empyreumatique qu'il ne perd que lorsqu'il est très pur ; il éteint les corps enflammés et ne brûle lui-même qu'avec le contact de l'air. Une forte chaleur le décompose ; il cède peu à peu son carbone et augmente de volume jusqu'à ce qu'il soit arrivé à n'être que de l'hydrogène pur, il est insoluble dans l'eau ; on peut le préparer dans un laboratoire au moyen de l'appareil n° 1, en chauffant dans la cornue un mélange d'une partie d'alcool et de 4 d'acide sulfurique. Ce gaz était peu étudié, mais son application à l'éclairage l'a rendu très important et nécessite un examen plus détaillé.

La chimie nous a donné les moyens d'isoler l'hydrogène carboné de la houille, de l'huile, et d'employer ce gaz directement à l'éclairage. Cette découverte appartient à l'ingénieur français Lebon. L'appareil dont il se servit fut appelé par lui *thermolampe*, mais ce fut en Angleterre que se firent en grand les premières applications de son procédé. On se servit d'abord de la houille. Les matières premières employées aujourd'hui dans la préparation de ce gaz sont outre la houille plusieurs substances grasses.

ÉCLAIRAGE PAR LE GAZ DE LA HOUILLE. Les parties principales que l'on ait à examiner dans les exploitations de ce genre sont : 1° la nature de la houille ; 2° les fourneaux ; 3° les cornues, ou cylindres ; 4° les épurateurs, ou laveurs du gaz ; 5° le réservoir d'eau pour le gazomètre ; 6° le gazomètre ; 7° les tuyaux de conduite.

DE LA HOUILLE. Toutes choses égales, la houille la

plus bitumineuse est celle que l'on doit préférer ; elle
lonne en général 210 litres de gaz par kilogramme,
nais cette proportion dépend aussi de la température
ı laquelle on la décompose : l'expérience a démontré
que le degré de chaleur convenable est celui qu'in-
lique le rouge cerise ; une température plus élevée pro-
voque la décomposition du gaz qui abandonne une
partie de son carbone, et passe à l'état d'hydrogène
proto-carboné qui a bien moins de pouvoir lumineux
que l'hydrogène percarboné : la chaleur doit être égale
lans toutes les parties de la cornue.

Des fourneaux. Ils sont construits en briques de
bonne qualité ; quatre foyers chauffent quatre ou cinq
cornues, une seule cheminée est commune à tous les
fourneaux semblables qui sont réunis dans une salle
le l'établissement : il suffit que l'ouverture de cette
cheminée soit égale à la somme des ouvertures de tous
es conduits de la fumée particuliers à chaque four-
neau.

Des cornues. On appelle ainsi les vases dans les-
quels s'opère la décomposition des substances propres à
lonner le gaz ; ces vases sont en fonte, et leur forme
ı varié depuis l'origine de cette fabrication : on
emploie en général en France un cylindre elliptique
lont l'axe est horizontal : l'embouchure de ces cylin-
lres est fermée exactement par un obturateur tourné :
cette partie porte l'ajutage en fonte qui sert d'issue au
gaz. Les tuyaux qui conduisent le gaz des cornues au
premier condensateur ou *barillet* et de celui-ci aux la-
veurs et au gazomètre sont également en fonte.

Des épurateurs. Le gaz dégagé dans la distillation
est un composé d'hydrogène carboné, d'oxide de car-
bone, d'azote, d'acide hydrosulfurique, d'acide car-
bonique, d'hydrosulfate d'ammoniaque, etc. Ces trois
lernières substances doivent être séparées avec soin ;
elles altéreraient la lumière, et l'action délétère de l'a-
cide hydrosulfurique présente des inconvéniens telle-
ment graves que sa séparation doit être aussi com-

plète que possible : on y parvenait primitivement en conduisant le gaz dans un réservoir contenant un lait de chaux mis en mouvement par un agitateur. Ce mode d'épuration offrait un grand désavantage, il établissait une pression considérable sur les cornues et l'agitation du lait de chaux nécessitait une force considérable. M. Bérard a substitué du foin humide saupoudré de chaux hydratée ; le passage du gaz devient très facile et la pression est à peu près nulle.

Réservoir d'eau pour le gazomètre. Ce réservoir constitue la cuve et le gazomètre forme la cloche ; il a été construit en bois, en maçonnerie, en fonte : la première substance offre de grands inconvéniens, la maçonnerie réussit assez bien. Le gazomètre le plus considérable que l'on connaisse est celui de la compagnie française, il a 100 pieds de diamètre et 50 pieds de profondeur. Les réservoirs en fonte ont l'avantage de pouvoir être visités dans toutes les parties de leur surface extérieure ; une fuite accidentelle y est facilement réparée : cependant les avantages qu'ils présentent en France sont moins grands qu'en Angleterre, parce que chez nous la fonte est plus chère et de moins bonne qualité.

Du gazomètre. Cette partie de l'appareil est une cloche énorme placée sur le réservoir précédent et soutenue par deux chaînes fixées à la partie supérieure ; ces chaînes s'enroulent sur des poulies de renvoi, et reçoivent à leur extrémité un contre-poids qui régularise la montée et la descente du gazomètre. Ce gazomètre est formé de plaques en tôle assemblées à l'aide d'une clouüre forte et serrée ; il est toujours d'un poids considérable quoique l'épaisseur de la tôle soit au plus d'une ligne.

Tuyaux de conduite. Le tuyau principal qui prend le gaz pour le conduire aux tuyaux de distribution part de la partie supérieure du gazomètre ; tandis que celui qui amène le gaz de l'appareil communique à la partie inférieure. Ces deux tuyaux sont en fonte, ils doivent être éprouvés avec soin : enfin les tuyaux près

es distributions sont en plomb ; on les contourne avec
cilité pour leur faire suivre toutes les sinuosités né-
ssaires.

Les détails que nous venons de donner ne peuvent
ue présenter une idée très vague d'une usine pour
éclairage ; le cadre dans lequel nous sommes circon-
rits ne peut comporter une histoire complète de cette
pération, mais ce que nous avons dit suffira pour
mprendre l'ensemble du travail. Le gaz dégagé se
ébarrasse des corps étrangers dans les laveurs, il ar-
ve dans le gazomètre d'où il est conduit, par une pres-
on ménagée, dans les lieux qu'il doit alimenter.

Eclairage par le gaz obtenu des matières grasses.
es procédés de conversion de l'huile en gaz hydro-
ène carboné sont à peu près les mêmes que lorsque
on retire ce gaz du charbon, et la plupart des usten-
les sont semblables. Les fourneaux sont construits de
même manière, les cornues en fonte ont la même
rme ; la qualité de la fonte est la même, mais elle
ltère moins parce que la température est un peu
oins élevée et les matières grasses ne contenant point
azote, il ne peut se former de l'ammoniaque qui rend
fer cassant. Nous allons tracer, comme nous l'avons
t pour le gaz de la houille, la marche de l'opération
ns la préparation du gaz de l'huile.

On charge les cornues avec du coke, en fragmens
une grosseur moyenne ; cette substance est nécces-
ire pour multiplier les points de contact entre la va-
ur huileuse et un corps à la température utile à sa
composition : on pourrait y substituer des fragmens
brique, des rognures de tôle, etc. Lorsque les cy-
ndres sont chargés, lutés et chauffés jusqu'au rouge
scur (environ 600°), l'huile est introduite par un
be particulier garni d'un robinet qui en règle l'émis-
on dans la cornue, à l'extrémité opposée à celle où
père le dégagement du gaz. L'huile se volatilise,
averse en vapeurs les sinuosités ardentes que forme
coke rouge de feu, se décompose et s'échappe à l'état

de gaz par le tuyau placé à la partie supérieure du cylindre. L'huile non décomposée se condense dans un appareil disposé pour la recevoir. Le gaz traverse l'huile du condensateur, sort de là dépouillé des vapeurs huileuses et se rend librement dans le gazomètre.

Cette opération marche d'une manière continue pendant quinze jours ; le coke des cornues doit être alors remplacé par du coke *neuf*, et celui qu'on retire de la cornue est employé comme combustible.

Le pouvoir éclairant du gaz de la houille étant pris pour unité, celui de l'huile peut être égal à, $2\ ^2\frac{1}{2}$, 3, $^3\frac{1}{2}$. Ces différences énormes peuvent aussi tenir, en partie du moins, au mode de combustion du gaz.

Si on examine les quantités du gaz de houille de celui des matières grasses ou de l'huile dépensées pour obtenir la même lumière, on obtient les résultats suivans : on suppose que l'huile est brûlée dans une lampe de Carcel.

Durée de l'éclairage.	*Consommation.*
1 heure.	42 grammes d'huile.
1 heure.	106 à 108 lit. de gaz de houille.
1 heure.	28 à 30 *id.* de gaz d'huile.

On voit alors que, pour obtenir un éclairage donné, les dimensions des appareils d'une usine à huile ne seront au plus que le tiers de celles qu'on donnera aux appareils d'une usine où l'on décomposera la houille.

Éclairage par le gaz portatif. On a essayé pendant quelque temps l'emploi de lampes qui renferment à leur base une quantité déterminée de gaz comprimé et qui présentent conséquemment l'avantage d'un éclairage portatif. Il est évident que le gaz de l'huile est le seul dont on puisse faire usage avec succès en raison de la supériorité de son pouvoir illuminant.

Ce mode d'éclairage présente de graves inconvéniens. Le gaz étant comprimé à 15 atmosphères peut

ire éclater son enveloppe, en outre s'échapper par issue qui lui était ouverte avec une force toujours écroissante, ce qui rend la lumière vacillante et inéale : ce dernier effet devenait surtout sensible lorsque lus de la moitié du gaz comprimé était consommée. On avait depuis régularisé l'émission du gaz par un nécanisme fort ingénieux qu'il ne rentre pas dans otre plan de décrire. Mais le premier inconvénient ubsistant toujours, l'usage du gaz portatif est aujourd'hui presque totalement abandonné.

Le gaz de l'huile, soumis à une pression de 30 atmosphères, laisse déposer une matière liquide de laquelle M. Faraday a extrait trois nouveaux composés le carbone et d'hydrogène. L'un est gazeux, le 2e est liquide et le 3e solide.

Du Phosphore.

Le phosphore. Pes. 1, 77. Est solide, blanc, assez transparent, d'une consistance de cire, fusible à 42°, susceptible de se volatiliser à moins de 200°, d'une odeur d'ail très marquée. La lumière le colore lentement en rouge ; à la température ordinaire il brûle lentement dans l'air, en absorbe l'oxigène et isole l'azote ; aussi est-il employé pour faire l'analyse de l'air : il ne brûle dans le gaz oxigène qu'à la température de 27°.

Cet élément fut découvert en 1669 par Brant, alchimiste de Hambourg : le procédé qu'il suivit est long et compliqué. Ce fut en 1769 que Gahn, chimiste suédois, découvrit que le phosphore se trouvait dans les os (à l'état de *phosphate de chaux*) et peu de temps après Scheèle donna un procédé pour l'en extraire. Les os sont calcinés à blanc et réduits en poudre fine ; 100 parties de cette poudre sont mises dans une bassine et mêlées peu à peu avec 40 parties d'acide sulfurique ; le mélange délayé dans l'eau est abandonné à lui-même pendant 24 heures.

Le tout est alors retiré de la bassine pour le mettre

sur un filtre de toile placé au-dessus d'un vase de porcelaine destiné à recevoir le liquide qui s'écoule ; le précipité est du sulfate de chaux et le liquide est de l'acide phosphorique contenant une certaine quantité de sulfate de chaux en dissolution ; ce liquide est évaporé en consistance de sirop très épais ; on y ajoute environ le seizième de son poids de poussière de charbon, on met ce mélange dans une cornue de grès qu'on place dans un fourneau allumé, en faisant plonger le bec de la cornue dans un bocal rempli d'eau : le charbon s'empare de l'oxigène de l'acide phosphorique, et le radical (phosphore) mis à nu se volatilise et vient se condenser dans le vase. Ce phosphore est toujours sale, parce qu'il est mêlé avec de la poussière de charbon et autres impuretés ; on l'en sépare en le fondant sous l'eau et en le faisant passer dans cet état à travers un morceau bien nettoyé de peau de chamois. On peut le façonner en bâtons, en le mettant dans un entonnoir de verre à long tube fermé à son extrémité et en plongeant le tout dans l'eau chaude : le phosphore se fond et prend la forme du tube ; on l'en fait sortir aisément lorsqu'il est refroidi.

La combustion lente du phosphore le rend lumineux dans l'obscurité ; de là l'usage fréquent que l'on fait de cette substance dans les expériences de chimie amusante.

Le phosphore est employé pour la préparation des briquets dits phosphoriques ; on se sert à cet effet d'un flacon cylindrique en plomb dans lequel on introduit un morceau de phosphore dont on provoque ensuite l'ignition partielle avec une tige de fer rouge. Si on plonge une allumette soufrée ordinaire, l'extrémité de cette dernière enlève une parcelle de phosphore, et cette extrémité frottée contre un morceau de liége ou autre corps s'enflamme à l'instant. Ces briquets ne sont pas durables ; ils deviennent humides parce que la combustion, même partielle, du phosphore, n'a pu avoir lieu sans qu'il se soit formé de l'acide phosphorique qui attire rapidement l'humidité de l'air.

Les briquets dits à *mastic inflammable* n'ont pas ce dernier inconvénient et l'allumette s'enflamme sans frottement dès qu'elle arrive à l'air. Cette fabrication est secrète ; on peut l'imiter en opérant comme ci-dessus et ajoutant au phosphore une petite quantité de magnésie ou de chaux : l'acide phosphorique formé s'unit à la chaux ou à la magnésie et forme un composé salin qui reste sec.

Les chimistes ont reconnu que l'oxigène pouvait s'unir en quatre proportions avec le phosphore et former les acides suivans :

Acide hypophosphoreux ; comp. 100, phos. 37, 44 oxig. (éch. syn. 24 phosp., 8 oxig.)

Acide phosphoreux; comp. 100, phosp. 133,33 oxig. (éch. syn. 24 phosp., 32 oxig.)

Acide phosphatique ; comp. 100 phosp. 166,66 oxig. (éch. syn. 24 phosp., 40 oxig.)

Ces trois acides ne se trouvent point dans la nature et sont sans usage.

Acide phosphorique. Comp. 100, phosph. 200 oxig. (éch. syn. 24 phosph., 48 oxig.). Corps solide, incolore, inodore, rougissant le tournesol et attirant puissamment l'humidité de l'air. Chauffé dans un creuset de platine, cet acide se fond, se vitrifie et enfin se volatilise, si la chaleur est assez élevée: le carbone le décompose en s'emparant de son oxigène. On le prépare en brûlant vivement le phosphore ou en le traitant par l'acide nitrique; ce dernier acide cède son oxigène ; il se forme de l'acide phosphorique et de l'acide nitreux : le mélange exposé à la chaleur laisse dégager les acides nitreux et nitrique. Sa pesanteur est inconnue ; il n'existe dans la nature que combiné, principalement avec la chaux.

L'hydrogène peut s'unir au phosphore en deux proportions : les deux composés sont gazeux.

Hydrogène perphosphoré. Pes. 0, 9022, comp. 100 phos. 8 d'hydro. (éch. syn. 12 phosp. 1 hydro.). Fluide élastique, incolore, d'une odeur alliacée, susceptible de s'enflammer spontanément à l'air, se pré-

pare en traitant le phosphure de chaux par l'eau dans l'appareil n° 1 ; il se forme du phosphate de chaux et de l'hydrogène phosphoré ; ce dernier est reçu sur la cuve à eau, il est dangereux à respirer.

HYDROGÈNE PROTOPHOSPHORÉ. Le gaz précédent, abandonné à lui-même pendant trois ou quatre heures sur l'eau, dépose une partie de phosphore et n'est plus inflammable spontanément : mis en contact avec une bougie allumée, il brûle en se décomposant.

Du Soufre.

LE SOUFRE. Pes. 1, 99. Élément solide, jaune, insipide, inodore, friable, mauvais conducteur du calorique et de l'électricité. Ce corps entre en fusion à 150°, il s'allume alors spontanément, brûle avec une flamme d'un bleu pâle, absorbe l'oxigène de l'air et se transforme en acide sulfureux dont l'odeur suffocante est caractéristique ; il se volatilise à 80° environ lorsqu'il est chauffé sans le contact de l'air. Si, après qu'une masse de soufre a été fondue dans un creuset, et que la surface commence à se congeler, on perce la croûte et on décante ce qui est encore liquide, on obtient des cristaux de soufre en aiguilles octaëdriques : enfin, si étant fondu on le tient pendant quelque temps dans un vaisseau ouvert à une chaleur inférieure à 150°, il s'épaissit et devient visqueux ; jeté alors dans un bassin contenant de l'eau froide, il paraît être rouge et ductile comme la cire ; on ignore la cause de ce changement : on l'emploie dans cet état pour prendre les empreintes de médailles ; le soufre reprend bientôt sa couleur et sa dureté primitives. Le soufre se trouve en grande quantité dans la nature, et particulièrement dans les environs des volcans ; on le purifie par la distillation ; on l'extrait par le même procédé des pyrites ou sulfures métalliques très communs dans les mines. Nous parlerons de ses usages en traitant de ses combinaisons.

L'oxigène s'unit au soufre en quatre proportions, et forme les acides suivans :

Acide hyposulfureux. 100 de soufre, 50 d'oxigène (éch. syn. 16 soufre, 8 oxigène) ; ne peut exister isolé.

Acide sulfureux. Pesant. 2,234, comp. 100 souf., 99,44 oxigène (éch. syn. 16 soufre, 16 oxigène). Fluide élastique, transparent, incolore, d'une odeur suffocante, soluble dans l'eau, rougissant la teinture de tournesol, indécomposable par la chaleur, sans action sur l'air et sur l'oxigène ; il est décomposé à une température élevée par le carbone et l'hydrogène On le prépare sur la cuve à mercure, ou dans l'appareil de Woulff, en traitant le mercure par l'acide sulfurique ; le métal est oxidé aux dépens de l'acide ; il se forme du sulfate de mercure qui reste dans la cornue, et de l'acide sulfureux qui se dégage.

L'acide sulfureux exposé à un froid de —20° se liquéfie : il est alors incolore, pèse 1,45, bout à 10° et produit par son évaporation un froid si considérable qu'un thermomètre dont la boule est entourée d'un coton mouillé d'acide descend à l'air libre à —57° et à —68° si on favorise la volatilisation de l'acide en plaçant le thermomètre dans le vide à côté d'un vase rempli de potasse.

L'acide sulfureux à l'état gazeux est employé avec succès dans le blanchiment de la laine et de la soie, pour enlever les taches de fruit de dessus le linge, et pour arrêter la fermentation du moût. Cette dernière opération s'appelle *soufrer les tonneaux*.

Acide hyposulfurique. 100 souf., 125 oxig. (éch. syn. 16 souf., 20 oxigène). Liquide incristallisable, incolore, inodore, que l'on obtient en traitant le peroxide de manganèse, en suspension dans l'eau, par un courant d'acide sulfureux : l'opération se continue jusqu'à ce que la liqueur ait passé du noir au jaune ; cette liqueur est alors composée de sulfate et d'hyposulfate de manganèse. Si on verse de la barite on obtient un précipité formé de sulfate de barite, et le liquide surna-

geant est un hyposulfate de barite soluble ; on filtre, et le liquide traité par l'acide sulfurique laisse précipiter le sulfate de barite, tandis que l'acide hyposulfurique est en solution : on le concentre sous le récipient de la machine pneumatique.

Acide sulfurique. Pes. 1,97 à 20°, comp. 100 souf. 149,16 d'oxigène (éch. syn. 16 souf., 24 oxigène); ce composé parfaitement pur est solide à la température ordinaire, cristallisé en aiguilles blanches soyeuses et se liquéfie à 25°; mais le plus ordinairement c'est un liquide blanc sans odeur, très corrosif, d'une consistance sirupeuse, rougissant fortement la teinture de tournesol et pesant 1,845 ; il entre en ébullition à 390° et donne sans se décomposer des vapeurs blanches, âcres et caustiques. Cet acide noircit, en les brûlant, les substances végétales et animales, attire l'humidité de l'air, en absorbe le tiers de son poids en 24 heures, plus de six fois cette quantité en un an, et devient jaunâtre ; il se décompose, s'il est soumis à une très forte chaleur dans un tube de porcelaine.

L'hydrogène et le carbone le décomposent également : le premier au rouge cerise, le second à une chaleur de 150°.

La préparation de l'acide sulfurique se fit d'abord en distillant le sulfate de fer ; on le prépara par la suite en lançant, dans une chambre doublée de plomb intérieurement, et d'une capacité de 5 à 10000 pieds cubes, un charriot qui portait une capsule de fonte pleine de soufre enflammé, dont la combustion était aidée par l'addition de douze à quinze, et même de vingt parties pour cent de nitre. On n'obtenait alors que cent cinquante à deux cents parties au plus d'acide sulfurique pour cent parties de soufre brûlé ; mais actuellement les moyens de fabrication sont tellement perfectionnés que cent de soufre peuvent donner trois cents d'acide sulfurique à 66° B^e, ou à 1,845 de pesanteur spécifique : or, d'après les proportions définies, l'acide sulfurique se compose :

de soufre....	16 ou	100
d'oxigène....	24 —	150
d'eau.......	9 —	56
		306

Il n'est donc guère possible que l'on puisse approcher plus près du maximum dans une opération de fabrique.

Le plan de cet ouvrage ne peut comporter les détails d'une fabrique d'acide sulfurique; j'indiquerai seulement les parties essentielles de l'appareil; 1° la chambre en plomb; 2° un fourneau immobile construit sous la chambre; 3° un ballon communiquant à la chambre; 4° une chaudière à vapeur dont le tuyau entre dans la chambre par le milieu; 5° les portes et soupapes nécessaires pour la rentrée de l'air d'un côté, et le dégagement des gaz de l'autre; 6° un plateau en fonte dans le bas de la chambre et au-dessus du fourneau.

On allume le feu sous le plateau sur lequel on charge le soufre, il en faut environ 50 kilogrammes par opération pour une chambre de 20000 pieds cubes; en même temps on chauffe le ballon qui contient 4 kilogrammes et demi d'acide nitrique, et 500 grammes de mélasse; tout le gaz nitreux qui s'en dégage est conduit à deux pieds au-dessus du soufre en combustion. Environ deux heures après que la combustion du soufre a commencé, on ouvre le robinet de la chaudière à vapeur : la quantité de vapeur à introduire est de 50 kilogrammes par opération; quelques minutes après que l'introduction de la vapeur a commencé, on donne accès à l'air atmosphérique; quand l'injection de la vapeur est finie (la combustion du soufre et le dégagement du gaz nitreux sont terminés au moins une heure avant), on laisse la condensation des vapeurs se faire, tout étant clos; quand elle est achevée, et l'acide condensé sur le plancher de la chambre, on ouvre la porte des deux soupapes, afin de renouveler l'air de l'intérieur, et on commence une autre opération : on peut en faire trois en vingt-quatre heures.

L'acide recueilli marque environ 40° à l'aréomètre de Baumé : on le distillait anciennement dans des vases de verre ou de grès et on l'amenait par ébullition à 66°. Cette distillation n'était pas sans difficulté : la viscosité du liquide causait des soubresauts qui déterminaient quelquefois la fracture des vases : depuis la découverte du platine on avait remplacé les cornues de verre ou de grès par des cornues de ce métal, et l'inaltérabilité que l'on admettait dans cette dernière substance pouvait compenser sa cherté (une cornue de platine capable de distiller 150 kil. à la fois coûte 20000 fr.) : mais la destruction de ce métal arrivant plus tôt qu'on ne s'y attendait, les fabricans reprennent aujourd'hui les vases de verre ou de grès. Quel que soit du reste le mode d'opération, lorsque l'acide marque 66°, il est versé dans des dames-jeannes entourées de paille et livré au commerce.

La théorie de cette opération est bien connue ; elle est due à MM. Clément et Desormes : 1° l'acide sulfurique ne peut pas exister sans eau ; 2° le soufre en brûlant forme de l'acide sulfureux ; 3° ce gaz au contact avec l'acide nitreux se transforme en acide sulfurique, en s'emparant d'une partie d'oxigène de l'acide nitreux, et convertissant ce dernier en deutoxide d'azote ; 4° l'acide sulfurique formé se condensant sur le plancher de la chambre, est recueilli, versé dans les cornues et soumis à l'ébullition : l'eau se volatilise à 100°, tandis que l'acide ne bout qu'à 390° ; celui-ci se concentre et arrive bientôt à 1,845 de pesanteur spécifique.

L'acide sulfurique est de tous les acides celui dont l'emploi est le plus considérable ; il sert en chimie à la préparation de la plupart des autres acides ; on l'emploie dans la fabrication de l'alun, des sulfates, des éthers, du phosphore : on en fait usage dans la métallurgie, le blanchiment, la teinture, le tannage : on l'administre en médecine comme tonique et stimulant. M. Courdemanche l'a proposé pour obtenir en été de

la glace d'une manière économique ; il propose le mélange suivant : acide sulfurique à 66°, deux parties et demie ; eau, deux parties et demie ; sel de Glauber (sulfate de soude), quatre parties. Ce procédé peut être économique ; mais il ne peut servir que dans une circonstance extraordinaire.

ACIDE HYDROSULFURIQUE. Pes. 1,191, comp. 93,85, souf. 6,14 hydrogène (éch. syn. 16 souf., 1 hydrogène). Gaz incolore, soluble dans l'eau, d'une odeur d'œufs pourris bien prononcée ; il éteint les corps enflammés, rougit le tournesol et décolore plusieurs substances végétales en masquant leur couleur ; si on chauffe, la couleur reparaît : il est en solution dans toutes les eaux minérales sulfureuses, et il se dégage des matières animales en putréfaction : une chaleur rouge le décompose ; l'air et l'oxigène à froid sont sans action sur lui. On peut le préparer dans les laboratoires avec l'appareil de Woulff : la cornue reçoit du sulfure de fer en poudre sur lequel on verse de l'acide sulfurique faible ; il se forme un sulfate de fer, et l'acide hydrosulfurique dégagé est dissous dans les flacons de l'appareil.

Ce gaz fut connu primitivement sous le nom de gaz *hydrogène sulfuré* ; son action délétère sur l'économie animale attira de bonne heure l'attention du chimiste : heureusement la science nous a donné un moyen d'empêcher les asphyxies qu'il occasionne. Ce moyen est le chlore qui décompose cet acide en s'emparant de son hydrogène : toutes les fois que les principes vitaux ne sont pas complètement détruits, il suffit de faire respirer à l'individu une légère quantité de chlore pour le rappeler rapidement à la vie.

ACIDE DEUTOHYDROSULFURIQUE. Selon Bertholet il existe un acide formé d'hydrogène et de soufre, plus riche en soufre que le précédent : c'est un liquide jaunâtre obtenu par la réaction de l'acide hydrochlorique sur un sulfure alcalin très chargé de soufre.

Le soufre s'unit au carbone et peut également se combiner avec le phosphore. Le premier de ces com-

posés, *sulfure de carbone*, est un liquide extrêmement volatil que l'on prépare en faisant passer du soufre en vapeur dans un tube de porcelaine contenant de la braise élevée à une haute température : ce produit est sans usage, je le cite parce que M. Gannal, se rappelant que la théorie indique qu'il suffirait d'opérer la cristallisation du charbon pour obtenir le diamant, fit sur le sulfure de carbone les essais dont j'ai parlé dans l'histoire du charbon. Ce chimiste avait judicieusement pensé que le phosphore, mis en contact avec le sulfure de carbone, pourrait s'emparer du soufre, et que le carbone mis à nud pourrait, à l'état naissant, être susceptible de cristalliser. L'expérience fut faite, le résultat présenté à l'Académie des sciences; mais je ne sache pas que le rapport en ait été fait.

Du Sélénium.

Le sélénium. Pèse 4, 30 à 4, 32; élément solide, dur, susceptible d'être rayé par le couteau, cassant comme le verre et facile à pulvériser : il se ramollit à 100°, se liquéfie, puis entre en ébullition à une température plus élevée, au-dessous du rouge se volatilise. Ce corps, extrêmement rare, a été extrait de deux minerais que l'on n'a trouvés qu'en Suède et en Allemagne.

L'oxigène s'unit en trois proportions avec le sélénium, et forme : 1° l'*oxide de sélénium*, qui est peu connu; 2° l'*acide sélénieux*, qui est solide, incolore, doué d'un éclat particulier, d'une saveur acide qui laisse sur la langue une sensation brûlante : la chaleur ne le fond pas, mais une température de 300° le volatilise; 3° l'*acide sélénique*, qui est dû à M. Mitscherlick, est un liquide incolore, qu'on peut chauffer jusqu'à 280° sans qu'il se décompose sensiblement; mais un peu au-delà la décomposition est rapide, et à 290° il se décompose en oxigène et en acide sélénieux; cet acide est peu inférieur à l'acide sulfurique par son affinité pour les bases, si bien que le séléniate de barite n'est pas complètement décomposé par l'acide sulfurique.

Le sélénium s'unit à l'hydrogène et forme l'*acide hydrosélènique*, mais ce composé et les autres combinaisons du sélénium sont trop rares pour que nous nous y arrètions plus long-temps.

Du Chlore.

Cet élément fut long-temps connu sous le nom d'*acide muriatique oxigéné*, parce qu'on le supposait formé d'oxigène et de l'acide du sel marin appelé *acide muriatique*. MM. Gay-Lussac et Thénard publièrent en 1811 leurs recherches sur ce corps; ils firent voir que si l'opinion des savans qui regardent l'acide muriatique oxigéné comme contenant de l'oxigène, pouvait être soutenue, on était tout aussi fondé à considérer ce gaz comme un corps simple, et que tous les phénomènes qu'il présente s'expliquaient très bien dans cette hypothèse. Cette nouvelle opinion fut généralement adoptée, et les chimistes anglais sont même allés plus loin: ils classent le chlore dans les agens ou soutiens de la combustion. On peut dire cependant que la nature de ce corps n'est pas encore parfaitement démontrée, et nous verrons que son action sur les combustibles métalliques offre de grandes difficultés, qui seront peut-être aplanies, mais que l'état actuel de la science ne nous permet pas toujours d'expliquer.

Chlore. Pes. 2,500; fluide élastique, transparent, soluble dans l'eau, d'une couleur jaune-verdâtre, et d'une odeur caractéristique et suffocante: sa saveur est désagréable; il est très dangereux à respirer; il détruit la teinture du tournesol et éteint les corps en combustion après avoir fait pâlir, puis rougir la flamme. L'air et le gaz oxigène n'exercent aucune action sur ce gaz lorsqu'il est sec; mis en contact avec l'hydrogène, soit à une température élevée, soit à la lumière diffuse, le chlore se combine avec ce gaz pour former l'acide hydrochlorique.

On le prépare en dissolution dans l'eau au moyen de l'appareil no 2, en mettant dans la cornue du per-

oxide de manganèse sur lequel on verse de l'acide hydrochlorique; on chauffe légèrement; le gaz se dégage et se dissout dans l'eau des flacons de l'appareil; il peut s'obtenir à l'état gazeux en le recevant sous la planchette d'une cuve à eau, on perd alors la petite portion de chlore qui peut se dissoudre dans l'eau de l'appareil; cette perte est inévitable parce que l'on ne peut ici employer le mercure, le chlore attaque ce métal à la température ordinaire. Dans cette opération le peroxide est ramené à l'état de protoxide, l'oxigène s'empare de l'hydrogène de l'acide hydrochlorique, forme de l'eau et le chlore mis à nu se dégage; le protoxide de manganèse s'unit à l'acide excédant pour former un sel qui reste dans la cornue. On prépare aussi le chlore en faisant réagir l'acide sulfurique sur un mélange de sel marin (hydrochlorate de soude) et de peroxide de manganèse; l'acide sulfurique met à nu l'acide hydrochlorique qui réagit sur le peroxide comme dans l'expérience qui précède.

Lorsque l'on expose à l'action du chlore liquide ou gazeux une couleur végétale, cette couleur est immédiatement détruite et ne peut être rétablie; cette propriété lui fut reconnue pour la première fois par Schèele, et M. Bertholet en fit une application utile en proposant d'employer le chlore dans le blanchiment. Cette idée a été adoptée avec un plein succès, et aujourd'hui dans presque tous les grands établissemens de blanchisserie on fait usage de ce gaz pur ou combiné. Le chlore est encore employé comme désinfectant; cette propriété résulte de l'affinité qu'il a pour l'hydrogène dont il s'empare en l'enlevant aux corps avec lequel ce dernier était combiné. Si l'on veut assainir une salle qui renferme des miasmes putrides, il suffit de placer au milieu une capsule contenant du peroxide de manganèse et de l'acide hydrochlorique; le chlore se dégage, absorbe l'hydrogène des miasmes répandus dans l'air et forme de l'acide hydrochlorique. Ce procédé est celui que l'on doit suivre lors-

que la salle est fortement infectée : mais dans un grand nombre de cas le dégagement du chlore étant ici très rapide, ce gaz serait lui-même une cause délétère : on régularise le dégagement en substituant au mélange ci-dessus le *chlorure de chaux*, comme nous l'indiquerons dans l'histoire de la chaux elle-même.

Le chlore peut s'unir à l'oxigène en quatre proportions. Les deux premiers composés sont oxides, et les deux autres acides.

Protoxide de chlore. Pes. 2,381, comp. 100 chl. 22 oxigène (éch. syn. 36 chlore, 8 oxigène). Gaz transparent, verdâtre, d'une odeur analogue à celle du chlore, susceptible de se décomposer avec explosion à 50°.

Deutoxide de chlore. Pes. 2,361, comp. 100 chl., 88, 8 oxigène (éch. syn. 36 chlore, 32 oxigène). Ce gaz a été peu étudié ; il est anologue au précédent et sans usage.

Acide chlorique. Pes. 3,333, comp. 100 chl., 111, 6 oxigène (éch. syn. 36 chlore, 40 oxigène). Cet acide est liquide, incolore ; concentré, sa consistance est oléagineuse, il est sans odeur ; sa saveur est acide, il ne rougit que pour le moment la teinture de tournesol dont il détruit la couleur après quelques jours : chauffé fortement, il se partage ; une partie est décomposée, l'autre se volatilise.

Acide hyperchlorique. Comp. 100 chl., 155, 5 oxigène (éch. syn. 36 chlore, 56 oxigène). Peu connu et sans usage.

Acide hydrochlorique. Pes. 1,28, comp. 1 d'hyd., 36 chlo. (éch. syn. 1 hyd., 36 chlore). Connu anciennement sous le nom d'*acide muriatique*. Fluide élastique, transparent, incolore, très soluble dans l'eau, répandant des vapeurs blanches à l'air, d'une saveur très acide, d'une odeur piquante et malsaine ; il rougit fortement la teinture de tournesol, éteint les bougies après avoir donné à la flamme une couleur verdâtre. La chaleur et le froid sont sans action sur lui : un courant électrique le décompose ; l'oxigène et les au-

tres corps non métalliques n'agissent sur lui à aucune température. Les acides iodique, chlorique, le protoxide de chlore le décomposent. On le prépare en traitant le sel marin (hydrochlorate de soude) par l'acide sulfurique; il se forme un sulfate de soude, et l'acide hydrochlorique dégagé peut être recueilli sous la cloche à mercure, ou dissous dans l'eau des flacons de l'appareil de Woulff. Ce dernier état est celui sous lequel on le trouve ordinairement; son réactif est un sel soluble d'argent; il se forme un précipité blanc floconneux (hydrochlorate d'argent), insoluble dans l'eau et soluble dans l'ammoniaque liquide. L'acide hydrochlorique, tel qu'on le trouve dans le commerce, a une couleur jaune marquée; cette couleur est due en grande partie à l'oxide de fer contenu dans le sel marin: cet oxide entraîné par l'acide hydrochlorique forme un hydrochlorate de fer qui jaunit le liquide.

La solution d'acide hydrochlorique peut être plus ou moins concentrée: la pesanteur spécifique ou densité du mélange est d'autant plus forte que la saturation est mieux établie. La table suivante indiquant ces degrés est souvent utile dans la pratique:

densité.	Acide réel sur 100 gram. de dissolution.	densité.	Acide réel sur 100 gram. de dissolution.
1,21	42,43	1,09	18,18
1,20	40,80	1,08	16,16
1,19	38,38	1,07	14,14
1,17	34,34	1,06	12,12
1,15	30,30	1,05	10,10
1,14	28,28	1,04	8,8
1,13	26,26	1,03	6,6
1,12	24,24	1,02	4,4
1,11	22,22	1,01	2,2
1,10	20,20		

L'acide hydrochlorique s'emploie pour la préparation du chlore dans les fabriques : il sert à décaper les métaux, à préparer l'hydrochlorate d'étain et à extraire la gélatine des os.

Le chlore s'unit au carbone, au phosphore et au soufre en formant des chlorures dont l'un, le deutochlorure de phosphore, est remarquable par le dégagement de calorique et de lumière qui accompagne sa formation. Ces substances sont sans usage ; on n'est pas d'accord sur leur composition.

De l'Iode.

Nos remarques sur le chlore s'appliquent à l'iode ; la place que doit occuper cet élément dans la série des corps chimiques n'est pas encore bien déterminée : nous le considérons en France comme un combustible non-métallique. Cette substance singulière fut découverte en 1813 par M. Courtois, salpétrier de Paris ; mais c'est à M. Gay-Lussac que l'on doit la connaissance de la plupart de ses propriétés ; il a prouvé que ce nouveau corps avait une grande analogie avec le chlore, et pouvait être regardé comme un corps simple. Le mémoire de M. Gay-Lussac sur l'iode est un chef-d'œuvre de sagacité et de méthode, et c'est, comme nous le verrons, en suivant l'ordre indiqué par M. Gay-Lussac, que M. Balard a fait son beau travail sur le nouvel élément qu'il a découvert : travail qui laisse si peu à faire à ceux qui se livreront après lui à l'étude des composés du brôme.

Iode. Pes. 4,948. Elément solide en petites lames, d'une couleur gris d'ardoise ; son odeur est analogue à celle du chlore ; il est susceptible de se fondre à 107°, et de se volatiliser en vapeurs violettes à 175° ; il tache le papier et la peau en jaune, mais cette tache disparaît peu à peu ; la lumière est sans action sur l'iode ; ce corps est électro-résineux.

La nature ne nous présente l'iode (et encore à l'état de combinaison) que dans les eaux-mères des soudes de Wareck. On l'isole de la manière suivante : on met

en digestion dans l'eau une certaine quantité de soude de Wareck en poudre, et on l'y laisse jusqu'à ce que l'eau se soit chargée de tout ce que cette soude contenait de soluble ; on filtre la solution et on évapore jusqu'à ce que tous les cristaux d'hydrochlorate de soude qu'elle peut contenir aient été séparés. On mêle alors l'eau-mère avec l'acide sulfurique, et après avoir fait bouillir pendant quelque temps ce mélange, on l'introduit dans une cornue de verre; on chauffe doucement dans l'appareil n° 4 ; il s'élève aussitôt une belle vapeur violette qui se condense en lames micacées dans l'alonge et dans le ballon.

L'action produite s'explique facilement : les eaux-mères des soudes de Wareck contiennent de l'iodure de potassium ou de l'hydriodate de potasse : l'acide sulfurique mis en contact avec ce même composé détermine la décomposition de l'eau ; il se forme de la potasse, par suite du sulfate de potasse, et l'iode mis à nu se dégage. On ajoute assez souvent au mélange autant de peroxide de manganèse qu'on a mis d'acide sulfurique : cette addition facilite l'opération parce que l'oxigène contenu dans le peroxide métallique s'unit au potassium : mais d'un autre côté elle peut donner naissance à du chlore et conséquemment à du chlorure d'iode qui reste en dissolution et diminue d'autant la quantité d'iode obtenue : il convient donc de ne faire cette addition que vers la fin et lorsque tout l'acide hydrochlorique est déjà expulsé.

L'iode du commerce est toujours humide et cela surtout parce qu'il est cher ; on peut reconnaître la quantité d'humidité qu'il contient ; à cet effet on distille 10 grammes d'iode avec 20 grammes de chlorure de calcium récemment rougi : ce dernier retient l'eau, et son augmentation de poids donne l'eau que contenait l'iode : on mêle aussi quelquefois l'iode au sulfure d'antimoine, au charbon, à la plombagine, cette fraude se découvre facilement ; l'iode étant complètement soluble dans l'alcool, tandis que les substances indi-

quées pour la falsification ne s'y dissolvent nullement.

L'iode s'emploie en médecine contre les affections, scrofuleuses, mais il doit être administré avec ménagement à cause de son action sur l'économie animale.

Acide iodique. Comp. 100 d'iode, 30,927 oxigène (éch. syn. 125 iode, 40 oxigène). Cet acide est solide et n'existe ni libre ni combiné dans la nature. Dans ces derniers temps M. Sérullas l'a obtenu en cristaux.

Acide hydriodique. Pes. 4,443, comp. 100 d'iode, 0,783 d'hydrogène (éch. syn. 125 iode, 1 hydrogène). Gaz très piquant, incolore, répandant des vapeurs blanches, et susceptible d'éteindre les corps en combustion. Cet acide existe combiné avec la potasse dans certains fucus : on le prépare en faisant passer dans un tube rouge de feu parties égales en volume d'hydrogène et de vapeurs d'iode. Cet acide 1° brunit à l'air ; 2° précipite en brun noirâtre par le chlore ; dans les deux cas l'iode est mis à nu parce que l'hydrogène de l'acide s'unit à l'oxigène de l'air, dans le premier, au chlore dans le second : cette dernière propriété est caractéristique.

L'iode s'unit au phosphore, au soufre, au chlore. L'un des chlorures d'iode est regardé par Davy comme un acide qu'il a nommé *acide chloriodique*. Ces composés sont sans usages et peu connus.

Du Brôme.

Le brôme. Pèse 2,96. Cet élément, dont la découverte est due à M. Balard de Montpellier, est un liquide rouge-noirâtre par réflexion, rouge-hyacinthe, par transmission, d'une odeur très désagréable, incongélable selon M. Balard même à —18°, tandis que selon M. Sérullas un froid de —18° au plus —20° le congèle et le rend cassant : il entre en ébullition à 47°, et cette grande volatilité contraste avec sa forte pesanteur spécifique ; il attaque les matières organiques, le bois, le liège, etc. etc., notamment la peau qu'il corrode en la colorant fortement en jaune ; cette tache disparaît si le contact

est momentané ; mais dans le cas contraire elle ne disparaît qu'avec l'épiderme.

Le brôme existe à l'état de brômure de potassium dans les eaux-mères des salines. Il existe deux procédés pour son extraction, tous deux appartiennent à M. Balard ; mais le premier d'une exécution lente ne donne qu'une faible quantité de brôme et de brôme impur. Je décrirai donc, et encore succinctement, le second.

Après avoir fait passer à travers l'eau-mère des salines un courant de chlore qui s'unit au potassium et met le brôme à nud, on verse à la surface du liquide une quantité d'éther sulfurique suffisante pour remplir le flacon dans lequel se trouve la liqueur. On agite, on laisse reposer, et l'éther surnage coloré fortement en rouge-hyacinthe ; on mêle alors le liquide à la potasse caustique, et on combine ainsi tout le brôme avec une petite quantité d'alkali. La potasse perd peu à peu toutes ses propriétés alkalines, se transforme en brômate de potasse peu soluble et en brômure de potassium qui l'est beaucoup et qui cristallise en cube par l'évaporation du liquide. Le brômure de potassium est pulvérisé, uni à du peroxide de manganèse, placé dans une cornue munie de son appareil distillatoire, et reçoit de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau : le col de la cornue étant plongé dans de l'eau froide, on distille; le brôme, bien que très soluble dans, l'eau étant beaucoup plus lourd que ce liquide, se rassemble à la partie inférieure. Il suffit donc de le décanter, et pour le priver de l'eau qu'il pourrait retenir, de le redistiller sur du chlorure de calcium.

Cette opération présente deux époques ; dans la première on sépare le brômure de potassium des substances étrangères auxquelles il était uni dans les eaux salines. Dans la deuxième la réaction est analogue à celle qui a lieu dans la préparation de l'iode ou bien encore dans celle du chlore, lorsqu'on fait agir l'acide sulfurique sur un mélange de sel marin (chlorure de sodium) et de peroxide de manganèse.

Acide brômique. Comp. 65,10 brôme, 34,90 oxigène (éch. syn. 75 brôme, 40 oxigène). Liquide syrupeux que l'on obtient en traitant le brômate de barite par l'acide sulfurique ; il se forme un précipité blanc de sulfate de barite, et la liqueur est de l'acide brômique que l'on concentre en chauffant modérément : une chaleur un peu forte en volatilise une partie et décompose l'autre en brôme et en oxigène.

Acide hydrobrômique. Comp. 98,68 brôme, 1,32 hydrogène (éch. syn. 75 brôme, 1 hydrogène). Est un gaz acide qui ressemble à l'acide hydrochlorique sous beaucoup de rapports et à l'acide hydriodique sous quelques autres. Il est extrêmement difficile de le préparer directement, c'est-à-dire, par l'union de la vapeur de brôme et de l'hydrogène ; mais en traitant un brômure alcalin par l'acide sulfurique il se dégage de l'acide hydrobrômique qui est à la vérité mélangé d'acide sulfureux. On n'a pas encore trouvé le moyen de le purifier complètement.

Le brôme s'unit, 1° au chlore et forme un *brômure de chlore*, liquide, jaune, rouge, très fluide, très volatil ; 2° à l'iode et donne deux *brômures d'iode*, l'un est brun-rougeâtre et en cristaux à feuilles de fougère ; l'autre, contenant une plus grande proportion de brôme, est un liquide qui ressemble à l'acide hydriodique fortement ioduré ; 3° au soufre, la combinaison se fait à froid ; il suffit de verser du brôme sur de la fleur de soufre ; le *brômure de soufre* est un liquide huileux, rougeâtre, répandant des vapeurs blanches.

Je n'ai pu tracer que d'une manière extrêmement succincte les diverses propriétés du brôme et de ses composés, je renvoie pour de plus amples détails au mémoire dû à l'auteur de cette belle découverte : ce mémoire est inséré dans les annales de chimie, tome 32, page 337.

De l'Azote.

Azote. Pes. 0,972. Fluide élastique, inodore, trans-

parent, incolore, impropre à la combustion et à la respiration. Le chlore, le soufre, l'iode, ne se combinent pas directement avec lui ; il est sensiblement insoluble dans l'eau, n'altère pas la teinture de tournesol et ne trouble pas l'eau de chaux ; mélangé avec l'oxigène dans les proportions de 79 parties contre 21 d'oxigène, il constitue l'air atmosphérique ; aussi obtient-on l'azote en enlevant à l'air la portion d'oxigène qu'il renferme. On peut y parvenir de plusieurs manières : 1° en plaçant du phosphore dans une cloche contenant de l'air atmosphérique : l'oxigène est absorbé, et le résidu est de l'azote que l'on prive de la petite quantité d'acide carbonique qu'il renferme en absorbant cet acide par un oxide alcalin ; par exemple, la *potasse ;* 2° en mêlant ensemble dans une cloche sur l'eau cent mesures d'air ordinaire et quatre-vingts mesures de deutoxide d'azote ; ce dernier gaz absorbe l'oxigène de l'air, se transforme en acide nitreux qui est absorbé par l'eau ; il reste soixante-dix-neuf mesures d'azote.

L'azote, appelé quelquefois *nitrogène*, fut découvert en 1772 par Rutherford. En 1773, Lavoisier démontra qu'il était une des parties constituantes de l'air atmosphérique. Ce dernier fluide, par son importance dans l'économie animale, mérite un examen particulier.

De l'Air atmosphérique.

La masse immense de fluide élastique permanent qui enveloppe notre globe se compose de toutes les espèces d'air qui se dégagent des corps disséminés sur sa surface. Plusieurs de ces gaz sont absorbés par l'eau ; d'autres se décomposent en se combinant entre eux, conséquemment la partie inférieure de l'atmosphère se composera principalement d'azote, d'oxigène, de vapeur aqueuse et d'acide carbonique. La partie supérieure paraît au contraire renfermer une assez grande proportion d'hydrogène : ce dernier gaz est d'une densité si faible qu'il doit naturellement s'é-

lever au-dessus de tous les autres principes aériformes; l'électricité l'enflamme quelquefois dans les hautes régions, et sa combustion paraît être la cause des aurores boréales et des étoiles filantes.

L'air atmosphérique est transparent, invisible, si ce n'est lorsqu'il se présente en grandes masses; tout porte à croire qu'il est alors d'une teinte azurée inappréciable sous un petit volume. Il est inodore, excepté quand il est chargé de fluide électrique, insipide, compressible et très élastique. Ces propriétés furent découvertes et étudiées par les philosophes du dix-septième siècle : ils reconnurent aussi qu'il est indispensable à la combustion à la respiration, mais ils ne paraissent pas avoir eu de notions précises sur la manière dont il agit dans ces cas. Nous avons vu que ce fut Lavoisier qui démontra que cet effet est dû à l'oxigène qu'il renferme.

L'air conduit mal le fluide électrique. L'oxigène, l'iode, le chlore et l'azote sont sans action sur lui; les variations de température n'altèrent pas ses propriétés chimiques; mais le bore, le carbone, l'hydrogène, le soufre, le phosphore, s'emparent de son oxigène à une température plus ou moins élevée et isolent l'azote.

Lorsque l'action, qui n'est qu'une combustion, a lieu à vases clos ou renversés sur le mercure, elle cesse après un certain temps, et l'air qui reste alors (si on a employé un corps combustible, le phosphore, par exemple, capable de solidifier l'oxigène) a perdu environ la cinquième partie de son volume; il est devenu d'une nature telle qu'il n'est plus propre à une seconde combustion, ou à entretenir la vie des animaux. Il est clair, d'après ces expériences, que l'une des conclusions suivantes doit être vraie : 1° le corps combustible a émis quelque principe qui, en se combinant avec l'air, l'a rendu impropre à toute combustion ultérieure; ou 2° le corps combustible a absorbé la partie de l'air qui était propre à la combustion, en laissant un résidu de nature différente; ou

3° l'une et l'autre circonstance ont eu lieu, c'est-à-dire que la partie pure de l'air a été absorbée, et qu'il y a eu émission d'un principe qui a changé les propriétés primitives de la partie restante : or, il a été prouvé par diverses expériences que les combustibles enlèvent à l'air atmosphérique un de ses principes, *oxigène*, laissent l'autre, *azote*, et que ces deux principes mêlés de nouveau en proportions convenables forment un mélange qui ne diffère pas de l'air atmosphérique. La respiration des animaux produit sur l'air le même effet que la combustion, et leur chaleur constante paraît même due à cette espèce de combustion (ce dernier fait sera développé dans l'examen de la respiration) : si l'on enferme un animal dans une quantité limitée d'air, il périt dès que l'oxigène que ce fluide contenait est consommé ; aucun autre gaz, aucun autre air ne peuvent entretenir la vie animale ; ainsi l'oxigène est indispensable à l'existence ; mêlé à l'azote à volume égal, il la soutient mieux que l'air atmosphérique ; si sa proportion est plus grande, il cause une excitation dangereuse: l'azote paraît destiné à modérer cette action trop vive.

La nature a divers moyens de maintenir la proportion de l'oxigène que la respiration, la combustion, tendent sans cesse à diminuer. La plupart des plantes émettent de l'oxigène quand elles éprouvent l'action des rayons solaires, d'où l'on peut conclure qu'elles absorbent l'acide carbonique de l'air atmosphérique, qu'elles le décomposent, s'approprient le carbone et restituent la partie vitale ; enfin, l'eau se décompose fréquemment et fournit une nouvelle source d'oxigène ; son hydrogène s'identifie avec les plantes et contribue à la formation des huiles, des sucres, des mucilages, etc.

Les expériences les plus exactes et les plus récentes démontrent que la proportion d'oxigène contenu dans l'air atmosphérique est en volume de vingt-et-un pour cent : cette estimation constitue une petite branche de connaissances appelée *eudiométrie*, du nom de l'instrument que l'on emploie : l'Eudiomètre est un appareil

propre à reconnaître la pureté de l'air, ou plutôt la quantité d'oxigène contenu dans un volume donné d'air atmosphérique. La découverte que fit Priestley de la promptitude avec laquelle le deutoxide d'azote s'unit à l'oxigène et se précipite ensuite sous forme d'acide nitreux, servit de base à la construction du premier de ces instrumens : cette méthode est fort simple ; nous en avons parlé dans la préparation de l'azote.

Volta déterminait la proportion des principes constituans de l'air par la combustion de l'hydrogène. On introduit dans un tube gradué trois parties de l'air à examiner et deux parties d'hydrogène ; on enflamme le mélange par l'étincelle électrique : la diminution de volume donne, étant divisée par trois, la quantité d'oxigène absorbée. On a fait usage du sulfure de potasse comme moyen eudiométrique : enfin on emploie aussi le mercure qui, chauffé doucement, s'oxide en s'emparant de l'oxigène et isole l'azote.

Quelle que soit la manière d'opérer, l'expérience faite avec précision démontre que l'air est un mélange de soixante-dix-neuf parties d'azote, de vingt-une d'oxigène, et qu'il renferme en outre un peu d'acide carbonique et de la vapeur d'eau. Ces proportions paraissent être constantes dans les diverses régions du globe, dans les plaines basses comme sur les montagnes les plus élevées, ou même à la hauteur de plus de six mille mètres au-dessus du niveau de la mer, ainsi que M. Gay-Lussac s'en est assuré dans son ascension de septembre 1805. La quantité d'acide carbonique varie ; sa présence se démontre en exposant de l'eau de chaux à l'air, et agitant de temps en temps la dissolution, la chaux s'empare de l'acide carbonique de l'air et se précipite à l'état de carbonate.

On a fait quelques expériences pour déterminer si la quantité d'acide carbonique contenu dans l'air était la même dans toutes les saisons ; je citerai les essais de Théodore de Saussure.

10000 parties d'air ont donné (pour moyenne) { en hiver, 4,79
en été, 7,13

L'air contiendrait donc, en été, plus d'acide carbonique que dans l'hiver : ce qui paraît contradictoire, à la fois, avec l'influence des parties vertes des végétaux qui décomposent plus d'acide carbonique en été qu'en hiver, et avec les recherches de M. Edwards par lesquelles il paraît bien certain que la respiration du même animal fournit plus d'acide carbonique en hiver qu'en été : ces expériences méritent donc confirmation.

La vapeur d'eau existe également dans une proportion très variable : l'air en dissout d'autant plus que la température est plus élevée ; si cette dernière s'abaisse, la vapeur se condense en eau et tombe en pluie ; c'est ainsi que le refroidissement de l'atmosphère dans les nuits d'été détermine une abondante condensation de vapeurs qui se déposent en eau sur la terre, sur les plantes, et forme ce que nous appellons la rosée.

La détermination exacte de la pesanteur spécifique de l'air est un objet de très grande importance. D'après les résultats les plus généralement admis, elle est, à la température de 15°, 5, et sous la pression barométrique 0,76, de 0,001280, celle de l'eau étant 1.000000 ; ce rapport exprimé en fraction est $\frac{1}{781}$, c'est-à-dire que l'eau est sept cent quatre-vingt-une fois plus pesante que l'air atmosphérique : un litre d'eau pesant 1000 grammes, la même mesure d'air pèse environ un gramme et un quart. La densité de l'air étant représentée par l'unité sert de point de comparaison pour établir la pesanteur spécifique des gaz.

On pourrait se demander s'il est bien démontré que l'air ne soit qu'un mélange d'azote et d'oxigène : à la preuve que nous avons donnée de la recomposition d'un fluide élastique parfaitement semblable à l'air par le simple mélange de ces deux principes, on pourrait ajouter les suivantes. Si l'air était un composé chimique, il se dissoudrait intégralement dans l'eau, tandis qu'avec ce liquide il se comporte comme un simple mélange de gaz : l'eau, mise en contact avec l'air, dissout de l'oxigène et de l'azote, mais la proportion du pre-

mier de ces gaz est plus grande que celle du second : le rapport déterminé par expérience entre les gaz dissous est précisément tel que l'indique ce calcul si l'air n'est qu'un simple mélange : l'autre preuve due à M. Dulong est péremptoire : tous les gaz composés ont un pouvoir réfringent plus grand ou plus petit que celui qui appartient à leurs élémens ; dans l'air au contraire ce pouvoir est parfaitement égal à la somme de celui de l'azote et de l'oxigène qui le constituent : l'air partage cette propriété avec tous les mélanges de gaz qui ne réagissent pas chimiquement l'un sur l'autre.

L'azote mêlé à l'oxigène forme donc l'air atmosphérique ; mais cet élément peut se combiner chimiquement à l'oxigène en quatre proportions : les deux premières sont oxides, et les deux autres sont acides.

Protoxide d'azote. Pes. 1,525, comp. 100 azo., 57 oxig. (éch. syn. 14 azote, 8 oxigène). Fluide élastique, transparent, incolore, inodore, d'une saveur douce, soluble dans l'eau. Les corps combustibles brûlent dans ce gaz avec presque autant d'éclat que dans l'oxigène pur ; mais la combustion y continue pendant beaucoup moins de temps. Lorsque l'on enflamme par l'étincelle électrique un mélange de ce gaz avec l'hydrogène, il se produit une détonation violente ; il se forme de l'eau, et l'azote est mis à nu. Le calorique et le fluide électrique le transforment en azote et en deutoxide d'azote. Le bore, le phosphore, le charbon et le soufre s'emparent de son oxigène à l'aide de la chaleur. Le protoxide d'azote se prépare en chauffant dans l'appareil n° 1, et sur la cuve à mercure, un sel appelé nitrate d'ammoniaque préalablement desséché ; le gaz dégagé est reçu sous la cloche. Ce gaz a été nommé *hilarant*, parce que, suivant Davy, il communique à ceux qui le respirent une sorte d'ivresse assez agréable. Cette expérience a été répétée par Vauquelin ; mais la sensation qu'il a éprouvée était plutôt un malaise presque insupportable.

Deutoxide d'azote. Pes. 1,039, comp. 100 az. 114

oxig. (éch. syn. 14 azote, 16 oxigène). Fluide élastique transparent, incolore, qui éteint les corps en combustion, très dangereux à respirer. Ce gaz a la propriété d'absorber rapidement l'oxigène de l'air et de se transformer alors en une vapeur rouge rutilante (acide nitreux) soluble dans l'eau. La chaleur et l'électricité le décomposent en donnant naissance à de l'azote et à du gaz acide nitreux; le charbon rouge, le phosphore, s'emparent de son oxigène : on le prépare en traitant dans l'appareil n° 1 du cuivre par l'acide nitrique; ce métal est oxidé aux dépens de l'acide, et ce dernier privé d'une partie de son oxigène se dégage à l'état de deutoxide d'azote. Nous avons vu que la propriété que ce gaz possède d'absorber l'oxigène de l'air le rend d'un usage précieux dans l'analyse de l'air atmosphérique.

Acide hyponitreux. N'existe pas isolé : a été peu étudié; il est sans usage.

Acide nitreux. Pes. 1,451, comp. 100 az. 228 oxig. (éch. syn. 14 azote, 32 oxig.). Liquide d'un jaune-orangé, d'une saveur caustique : il a une action très marquée sur le tournesol et tache la peau : en contact avec l'eau en quantité suffisante, il passe à l'état d'acide nitrique et de deutoxide d'azote qui se dégage. On l'obtient de la manière suivante : on fait évaporer à siccité une dissolution de plomb dans l'acide nitrique, on réduit en poudre le nitrate de plomb ainsi obtenu, et après l'avoir fait dessécher autant que possible, on l'expose à la chaleur dans une petite cornue de verre à laquelle on a adapté des récipiens convenables; l'acide se dégage à l'état de vapeur, il est condensé dans le récipient.

Acide nitrique. Pes. 1,513, comp. 100 az., 285 oxig. (éch. syn. 14 azote, 40 oxigène). Est un liquide blanc très acide, d'une odeur forte, d'une saveur prononcée, corrosif, susceptible de se vaporiser à 86°: une chaleur forte le décompose et le transforme en acide nitreux et en oxigène; un froid de —50° le fait prendre en masse.

Son action sur le tournesol est très vive ; l'hydrogène, le carbone, le soufre, le phosphore, le bore, s'emparent d'une partie de son oxigène à l'aide de la chaleur, et le ramènent à l'état de deutoxide d'azote. Les acides phosphoreux et sulfureux produisent le même effet ; l'acide sulfurique à 100° le décompose et s'empare de son eau.

Cet acide se fabriquait anciennement en décomposant le nitre (nitrate de potasse) par l'argile dans des cornues de grès dites *cuines*, plus tard on substitua la foute au grès et les chaudières aux cornues. L'appareil auquel on donne aujourd'hui la préférence se compose de quatre cylindres dans un même fourneau ; ils communiquent par des tubes à trois ou quatre rangées de fontaines en grès, dont les deux premières sont plongées dans l'eau froide ; les tubes qui sont adaptés aux cylindres sont en verre afin que l'on puisse voir la couleur des gaz qui passent, les autres tubes peuvent être en grès. Les proportions à suivre dans le mélange qui doit donner l'acide sont, pour chaque cylindre, 85 kilogrammes de nitrate de potasse et 50 d'acide sulfurique à 66° ou à 1,845 de densité ; on lute toutes les jointures de l'appareil avec de la glaise qu'on recouvre de terre franche mêlée de crottin de cheval : la chaleur doit être bien égale et le feu conduit lentement ; on s'aperçoit que l'opération s'avance lorsque l'on voit les vapeurs devenir plus rouges ; et enfin elle est finie lorsque ces vapeurs ne sont plus visibles : il faut un dernier coup de feu pour dégager tout le gaz : on délute et on enlève facilement le sulfate de potasse à l'aide de pinces en fer : le liquide des premières bouteilles est le moins pur, il contient de l'acide sulfurique : l'acide condensé dans la deuxième rangée contient de l'acide nitreux, on l'en dégage en le portant à une légère ébullition dans des cornues de verre ; on arrête cette ébullition aussitôt qu'il s'est blanchi et on le livre au commerce : il doit marquer au moins 34° à l'aréomètre de Baumé.

L'acide nitrique du commerce n'est jamais pur, il est toujours coloré en jaune par de l'acide nitreux ; en outre il contient de l'acide hydrochlorique, si l'on n'a pas eu soin de choisir du nitrate de potasse exempt de sel marin : on le prive de cet acide en ajoutant du nitrate d'argent jusqu'à cessation de précipité (l'acide hydrochlorique, s'unissant à l'oxide d'argent, forme un sel insoluble, et est remplacé par la partie correspondante d'acide nitrique du nitrate d'argent) ; le procédé indiqué ci-dessus se modifie lorsqu'on opère dans un laboratoire ; on fait réagir dans la cornue de l'appareil n° 3 4 parties d'acide sulfurique sur 6 parties de nitrate de potasse ; la cornue doit avoir une capacité double de celle du mélange. La théorie de la préparation de l'acide nitrique est extrêmement simple : l'acide sulfurique s'unit à la potasse du nitre, et l'acide de ce dernier est reçu dans l'appareil condensateur : les vapeurs rouges sont dues à une décomposition partielle de l'acide nitrique en acide nitreux et en oxigène. L'acide nitrique doit être conservé dans des flacons bouchés à l'émeri et dans l'obscurité, la lumière solaire agissant sur lui comme la chaleur rouge, le décomposant et le transformant en oxigène et en acide nitreux qui reste dissous dans la liqueur et la colore en jaune.

Les usages de l'acide nitrique sont nombreux : il s'emploie dans la gravure sur cuivre, dans la chapellerie pour le secrétage des poils, dans la teinture, la docimasie, la métallurgie, la dorure, etc. Les bijoutiers l'emploient ordinairement étendu d'eau, il prend alors le nom d'*eau seconde*. Dans les laboratoires il sert à préparer l'acide oxalique, le précipité rouge (deutoxide de mercure), à dissoudre la plupart des métaux, etc.

L'acide nitrique dont on fait usage dans les arts ne doit pas toujours être très concentré. Les traités spéciaux indiquant ordinairement le degré de densité que doit avoir l'acide nitrique que l'on emploie, il est im-

portant de connaître dans quelle proportion l'eau et l'acide concentré seront mélangés pour obtenir la densité exigée ; la table suivante donnera des indications précises :

densité.		acide pur sur 100 d'acide.
1,513	—	85,7
1,498	—	84,2
1,478	—	72,9
1,434	—	62,9
1,422	—	61,9
1,376	—	51,9

Acide hydrochloro-nitrique ou Eau régale est un mélange d'une partie d'acide nitrique à 36° et de 3 d'acide hydrochlorique à 22° : ce composé, connu sous le nom d'*eau régale*, a la propriété de dissoudre l'or et le platine. Le mélange des deux acides donne lieu à un dégagement de chaleur, à une effervescence, et prend une couleur orange : on admet aujourd'hui que l'hydrogène de l'acide hydrochlorique absorbe une partie de l'oxigène de l'acide nitrique : l'eau régale serait donc un mélange de chlore et d'acide nitreux.

Azote hydrogéné ou ammoniaque. Pes. 0,490, comp. 100. az. 22,66 hyd. (éch. syn. 14 azote, 3 hydrogène). Appelé aussi alcali volatil ; est un fluide élastique, incolore, d'une saveur caustique, qui verdit le sirop de violettes, éteint les corps enflammés, d'une odeur vive, pénétrante et qui provoque le larmoiement : une forte chaleur, un courant d'étincelles électriques le décomposent : il a été liquéfié par M. Faraday et par M. Bussy. A une haute température l'oxigène s'empare de son hydrogène, d'une partie de son azote et forme de l'eau et un peu d'acide nitrique : le charbon rouge le décompose et donne naissance à différens gaz ; le soufre s'empare d'une partie de son hydrogène : l'iode s'unit à lui en formant une iodure : le chlore a sur lui une action très vive ; il se combine avec son hydrogène. Les acides se combinent avec ce gaz et forment des sels,

comme nous le verrons plus loin. L'ammoniaque est très soluble dans l'eau ; ce liquide peut en dissoudre le tiers de son poids, ou 460 fois son volume ; plus la solution est concentrée et plus elle est légère : Humphry Davy a calculé une table dans laquelle il indique les rapports entre l'eau, la quantité de gaz dissoute et la pesanteur spécifique de la dissolution ; on y remarque les termes suivans :

Pes. spéc.	Ammoniaque.	Eau.
0,9054.	25,37.	74,63.
0,9545.	11,56.	88,44.
0,9713.	7,17.	92,83.

On donne à cette dissolution le nom d'ammoniaque liquide, elle est alors d'un usage plus commode : on la prépare au moyen de l'appareil de Woulff. Une cornue de grès reçoit un mélange à parties égales de sel ammoniac (hydrochlorate d'ammoniaque) et de chaux éteinte en poudre ; la suite de l'appareil se compose d'un premier flacon contenant une petite quantité d'eau destinée au lavage du gaz, et de plusieurs autres flacons remplis aux deux tiers d'eau distillée et qui plongent dans l'eau froide ou dans la glace : on chauffe doucement ; le gaz ammoniac dégagé sature successivement l'eau des flacons L'ammoniaque liquide ordinaire marque 20 à 22° à l'aréomètre des esprits ; on peut la faire monter jusqu'à 24 ou 25, mais en été surtout il devient extrêmement difficile de la conserver à ce point de concentration : à la chaleur de l'ébullition elle laisse dégager presque tout le gaz qu'elle tenait en dissolution.

La théorie de l'opération dont nous venons de parler est très simple : la chaux s'unit à l'acide du sel ammoniac et le gaz ammoniac mis à nu se dégage.

On s'est long-temps occupé de la composition de ce gaz singulier, puisque loin de pouvoir le ranger parmi les oxides métalliques, on le regarde comme entièrement formé d'hydrogène et d'azote : à la vérité, quelques

chimistes distingués ont avancé que l'ammoniaque contenait de l'oxigène, et ils en ont même déterminé la proportion à 20 pour 100 en la concluant de sa capacité de saturation ; mais par des moyens plus directs, il a été impossible jusqu'à présent de donner des preuves positives de cette assertion : on n'obtient pour résultat de son analyse que de l'azote et de l'hydrogène dans le rapport en volume d'une partie du premier contre trois du second : la nature de l'ammoniaque démontre que les substances azotées seules peuvent concourir à sa formation primitive ; et en effet cet alcali est toujours le produit de la décomposition des matières animales ; nous aurons occasion de nous en convaincre dans l'examen de ces substances.

Les usages de l'ammoniaque liquide sont assez nombreux ; en chimie on l'emploie comme réactif ; en médecine on s'en sert à l'extérieur comme vésicant et conséquemment presque toujours comme dérivatif ; dans les arts on fait usage de l'ammoniaque pour dissoudre le carmin, pour délayer l'écaille d'ablettes et faire une préparation employée dans la fabrication des perles artificielles.

Azote carboné ou cyanogène. Pes. 1,806. Fluide élastique, transparent, incolore, soluble dans l'eau, d'une odeur très désagréable ; il rougit la couleur du tournesol qui reparaît si l'on chauffe la dissolution ; supporte sans s'altérer une très haute température. On obtient ce gaz en chauffant le cyanure de mercure desséché et recueillant le gaz sous une cloche.

Le nom de *cyanogène* donné à ce composé semble indiquer que c'est un élément ; il forme en effet des acides, lorsqu'on l'unit à l'oxigène ou à l'hydrogène. On a préféré le mot cyanogène (générateur du bleu), parce que ce corps placé, comme nous le verrons plus loin, dans des circonstances déterminées forme le bleu de Prusse.

Acide cyanique. Ce produit découvert par M. Wholer

paraît composé de 2 atômes de cyanogène et d'un atôme d'oxigène.

ACIDE FULMINIQUE. Si l'on fait réagir l'alcool sur des dissolutions métalliques, par exemple sur le nitrate d'argent (voyez histoire de l'argent), on obtient des composés fulminans. MM. Liebig et Gay-Lussac ayant remarqué que le corps fulminant obtenu avec l'argent et traité par la potasse, la soude, etc., donnait des produits susceptibles également de détonner, ces chimistes, dis-je, en ont conclu que le principe qui donnait ces propriétés, devait être un acide particulier auquel ils ont donné le nom d'acide fulminique, et dans lequel ils ont trouvé deux atômes de cyanogène et un atôme d'oxigène, c'est-à-dire précisément du cyanogène et de l'oxigène dans les proportions voulues pour faire l'acide cyanique. On pourrait donc peut-être regarder ces deux acides comme identiques; en effet, le cyanate d'argent neutre, le fulminate d'argent neutre ont la même composition: mais ils diffèrent sous tous les autres rapports, autant qu'on peut en juger par les sels, n'ayant pu isoler ces deux acides.

ACIDE HYDROCYANIQUE. Liquide extrêmement actif et composé de cyanogène et d'hydrogène: l'histoire de ce composé est tellement importante, et tracée ici serait si incomplette, que je renvoie pour cette partie à la chimie animale.

CHLORURE D'AZOTE. Liquide huileux, jaune, plus lourd que l'eau et susceptible de détonner avec la plus grande violence. M. Dulong et sir H. Davy ont tenté de l'analyser, mais les blessures reçues par ces chimistes, et surtout par le premier, ont montré les dangers qui accompagnent un pareil essai.

IODURE D'AZOTE. Ce composé fulmine également, mais avec moins de force que le précédent.

Du Fluor ou Phtore.

On connaît depuis long-temps en minéralogie trois

espèces de spath qu'on désigne sous le nom de spath-fluor: ces minéraux traités par l'acide sulfurique dégagent des vapeurs qui corrodent le verre. Cette propriété singulière a dû attirer l'attention des chimistes. Il est prouvé actuellement que ces spathfluors sont composés d'un acide particulier appelé *fluorique*, de chaux, d'alumine, etc. Nos moyens de décomposition sont impuissans pour isoler le radical de l'acide fluorique; on suppose que cet acide est formé d'oxigène ou d'hydrogène et d'un élément particulier appelé fluor ou phtore.

ACIDE FLUORIQUE OU HYDROFLUORIQUE. Liquide blanc répandant des vapeurs blanches très épaisses, d'une odeur très piquante analogue à celle de l'acide hydrochlorique, d'une saveur insupportable; il rougit le tournesol. Cet acide exerce sur le tissu animal une action très délétère; on ne saurait trop se précautionner contre les vapeurs qu'il exhale à l'air libre: il attaque et corrode tous les corps autres que les métaux, et même un grand nombre de ces derniers; les combustibles non-métalliques sont sans action sur lui.

Sa pesanteur et sa composition sont inconnues.

On le prépare en traitant le fluate de chaux par l'acide sulfurique, recevant et condensant l'acide dans des vases de plomb.

Dans les arts on n'a jamais besoin de recueillir l'acide fluorique; mais souvent on expose à son action le verre que l'on veut dépolir ou graver. A cet effet on met du fluate de chaux ordinaire et pulvérisé dans un vase de plomb, d'une forme relative à celle du corps que l'on veut soumettre à l'action de la vapeur: on délaie le fluate avec le double de son poids d'acide sulfurique, et on superpose comme couvercle la pièce de verre. C'est ainsi qu'on peut dépolir en très peu d'instans ces globes de cristal dont on se sert pour les lampes, etc. S'il s'agit non de dépolir toute une surface, mais seulement de tracer quelques fleurs ou dessins, on enduit la partie sur laquelle on veut graver d'une

couche de mastic composé de trois parties de cire jaune et d'une partie de térébenthine ordinaire ; on enlève ensuite ce mastic à l'aide d'une pointe ou d'un burin partout où l'on veut que l'acide agisse, en s'attachant à ce que dans tous ces endroits le verre soit parfaitement mis à nu pour que l'acide *morde* d'une manière égale. L'action de l'acide fluorique sur le verre s'explique facilement ; on sait actuellement que cet acide s'unit à la silice et forme un gaz appelé *acide fluorique silicé;* ce composé reçu dans l'eau dépose la silice en gelée.

Acide fluoborique. Il nous est impossible d'isoler le fluor, mais on est parvenu à l'unir au bore en chauffant dans un vase de verre ou de plomb un mélange de spathfluor et d'acide borique : on obtient un gaz acide que l'on regarde comme composé de bore et de fluor : il est sans usage et peu connu.

3e section.

Des Combustibles métalliques.

De leurs propriétés et de leur combinaison avec les acides et autres corps précédemment étudiés.

Les métaux forment la classe la plus importante des corps, puisqu'on les emploie dans presque tous les arts nécessaires à la vie : ils servent à fabriquer les instrumens employés dans nos travaux et nous rendent ces travaux plus faciles ; sans eux, même dans les climats les plus favorables, les hommes ne s'élèveraient pas au-delà de l'état sauvage : ils donnent au médecin plusieurs médicamens héroïques. La chimie nous enseigne les moyens de les séparer des matières terreuses auxquelles ils sont mêlés dans la nature, de les purifier, de les employer seuls ou combinés entre eux.

Les recherches importantes sur les métaux datent du moyen-âge, c'est-à-dire des siècles de l'*alchimie :* on appelait ainsi une science occulte, connue seulement d'un petit nombre d'adeptes, et qui avait pour but de découvrir un remède universel qui leur assurerait l'immortalité : les alchimistes croyaient également pouvoir trouver la *pierre philosophale*, c'est-à-dire le moyen de transmuter les métaux qu'ils àppellaient imparfaits en or et en argent. Leurs recherches étaient basées sur l'opinion que l'or existe dans tous les métaux, mais mêlé d'impuretés, et qu'en le séparant de ces substances étrangères on pouvait le ramener à son état de pureté naturelle ; ils avaient donc divisé les substances métalliques en métaux *nobles* ou *parfaits*, et en demi-métaux ou *imparfaits ;* ils les avaient placés sous l'influence des planètes. Le fer était soumis à *Mars*, le cuivre à *Vénus*, le plomb était consacré à *Saturne*, l'argent à *Diane*, l'étain à *Jupiter*, etc. ; l'or était nommé le roi des métaux. Des charlatans firent des fortunes colossales aux dépens des rois, des princes, des évêques qu'ils flattaient de l'espérance de transmuter ainsi les métaux. Frédéric III, empereur d'Allemagne, fit frapper une médaille avec l'or qu'avait donné une opération alchimique faite en sa présence par un nommé Richterhausen : il lui accorda des lettres de noblesse, et le mit au nombre des barons du Saint-Empire, sous le nom du baron du Chaos. Un tel fief valait une fortune : le nouveau gentilhomme ne se montrait nulle part qu'il ne fût accueilli et recherché : l'électeur de Mayence le pria de faire en sa présence une transmutation ; il y consentit et employa gros comme une lentille de *matière de projection* qu'il mêla avec de la gomme adragante, afin, disait-il, de la mitiger ; il enveloppa le tout d'une couche de cire ; on mit cette matière avec 4 onces de mercure dans un creuset qui fut recouvert de charbon. Le prince soufflait le feu lui-même et le baron dirigeait l'opération : quand elle

eut duré une demi-heure, on retira le creuset qui se trouva plein d'or en fusion ; il était d'un beau rouge. Le gentilhomme le jugea d'un titre trop élevé, il demanda qu'il fût baissé par une addition d'argent : on le fit : on procéda à une seconde fusion, on coula et on obtint un lingot qu'on trouva très pur mais un peu cassant. L'alchimiste expliqua facilement cette circonstance fâcheuse par les molécules d'étain accidentelles, qu'une troisième fusion devait faire disparaître : on fondit donc le métal une troisième fois et l'on obtint de l'or excessivement ductile. Le directeur de la monnaie dit à l'électeur qu'il n'en avait jamais vu de plus fin. Menconius rapporte cette histoire et cite les expressions du prince avec une complaisance qui porte à croire que l'un et l'autre pensaient que la transmutation était réelle. Ceux qui faisaient de semblables expériences avaient soin de se munir, pour agiter le mélange, d'un tube creux qui contenait de l'or et qui n'était bouché qu'avec de la cire ; celle-ci fondait par l'action de la chaleur, le métal coulait dans le creuset et l'alchimiste réussissait ainsi à persuader à ses dupes qu'il avait les moyens de transmuter les métaux. L'art de préparer le remède universel suivit celui de faire de l'or. Paracelse, si célèbre pour la cure des maladies syphilitiques, de la lèpre, etc., etc., homme d'un grand mérite et qu'il ne faut pas classer à côté du charlatan dont nous venons de parler, portait au pommeau de son épée une panacée universelle qui devait le rendre immortel. Cette nouvelle fontaine de Jouvence ne l'empêcha pas de périr à 47 ans, victime de ses débauches. Ces idées ambitieuses ont dû s'évanouir devant les lumières d'une saine philosophie : les chimistes modernes ne se livrent plus à ces travaux dont ils connaissent l'inutilité ; ils étudient les propriétés physiques et chimiques des métaux et s'occupent des moyens de les faire servir au bien-être de la société.

Propriétés physiques. Une des propriétés les plus remarquables des métaux est l'aspect brillant qui leur

est particulier et qu'on désigne par le nom *d'éclat métallique;* cet éclat est dû à la faculté qu'ils ont de réfléchir puissamment la lumière, faculté qui semble en partie résulter de leur texture plus serrée et qui les rend particulièrement convenables pour les miroirs dont ils forment toujours la base : cet éclat n'a plus lieu dès que les métaux sont en poussière très fine. Ces corps sont en outre *opaques*, *insolubles dans l'eau*, *bons conducteurs du calorique et de l'électricité;* leur *pesanteur spécifique* est en général plus grande que celle de l'eau. Ils se fondent à l'aide de la chaleur; et l'on peut en général, lorsqu'ils sont en fusion, les jeter dans un moule et leur donner telle forme qu'on désire : c'est ainsi qu'on fait un grand nombre d'ustensiles en étain, argent, etc., d'une forme élégante. Ils diffèrent considérablement entre eux dans leur degré de *fusibilité;* le mercure jouit de cette propriété à un tel point qu'il reste liquide à la température ordinaire, tandis que d'autres métaux comme le platine ne peuvent être fondus que par la plus violente chaleur qu'il soit possible de produire. Quelques-uns sont volatils; la plupart sont fixes dans l'acception ordinaire de ce mot, c'est-à-dire ne peuvent être volatilisés par la plus forte chaleur de nos fourneaux.

La dureté des métaux est très variable, mais cette propriété dans quelques-uns peut être augmentée par l'art : c'est ainsi que les modernes sont parvenus à se procurer avec l'acier un grand nombre d'instrumens tranchans que les anciens faisaient avec une combinaison de cuivre et d'étain; leur *sonorité* est en proportion de leur dureté.

L'élasticité des métaux dépend de leur dureté et peut de même être augmentée par l'art : ainsi l'acier dont sont faits les ressorts de montres est presque parfaitement élastique, bien que le fer dans son état naturel ne le soit que très peu.

Malléabilité ou propriété de s'étendre, de s'aplatir par le choc ou sous le laminoir. Celui de tous les

métaux qui est le plus malléable est l'or ; c'est pour cela que, malgré sa grande valeur, on peut faire des feuilles d'or assez minces pour se les procurer à bas prix. L'argent est aussi très malléable. Voici la liste des métaux malléables et l'ordre de leur malléabilité.

Or.	Platine.
Argent.	Plomb,
Cuivre.	Zinc.
Étain.	Fer.

Ductilité. Propriété qui rend les métaux susceptibles d'être étirés en fils ; on peut à cet égard les ranger comme il suit :

Or.	Cuivre.
Argent.	Zinc.
Platine.	Étain.
Fer.	Plomb

Tréfilerie. Cette opération est celle par laquelle on étire les barres de métal en les faisant passer dans les trous d'une lame d'acier appelée *filière*. Pour qu'un fil puisse être étiré il faut que le métal ait une grande ténacité : l'or, l'argent, le fer, l'acier, le cuivre et les alliages qu'ils peuvent former entre eux sont ceux que l'on emploie ordinairement.

L'action violente de l'étirage durcit le métal et le rend cassant ; il faut le recuire plusieurs fois pendant le cours de l'opération. Les fils d'or et d'argent sont faits en couvrant un lingot cylindrique d'argent de feuilles d'or, et le passant par les différens trous de la filière jusqu'à ce qu'il ait la grosseur d'un cheveu. Cette grande ductilité fait un des caractères distinctifs de l'or.

Ténacité. Cette propriété, en vertu de laquelle un corps supporte un poids plus ou moins considérable sans se rompre, varie dans les métaux.

Les métaux suivans, tirés en fil de deux millimètres de diamètre, ont supporté, savoir :

Fer	249 kil.	659
Cuivre	137	399
Platine	124	000
Argent	85	62
Or	68	216
Étain	24	200
Zinc	12	700

Il est évident que les corps pour être tréfilés doivent jouir de la ténacité à un certain degré.

Les métaux sont en général insipides et inodores; quelques-uns cependant exhalent par le frottement une odeur désagréable. Leur structure est lamelleuse, fibreuse ou granuleuse; ils peuvent cristalliser en cubes, en octaèdres, etc.

ETAT NATUREL, EXTRACTION. Les métaux se trouvent dans la nature quelquefois à l'état natif, c'est-à-dire, purs et non mêlés à d'autres substances, de manière qu'ils possèdent l'apparence et les propriétés métalliques; on les rencontre le plus souvent unis avec d'autres substances; ce mélange s'appelle *minerai* (1). On en isole le métal par l'action d'une violente chaleur et par des moyens mécaniques. Les métaux et les minerais métallifères se trouvent à différens endroits sous l'eau, dans les lits des rivières, des lacs, des mers : tels sont les sables aurifères et ferrugineux, les grains d'or natif, les ocres et les fragmens de minerais; à l'état de sels et en dissolution dans l'eau : telles sont encore les eaux vitrioliques qui contiennent du fer, du cuivre ou du zinc. Dans la terre les métaux sont communément disposés en *filons*, plus rarement ils forment des couches ou des amas : tantôt ils composent à eux seuls le filon; tantôt ils y sont mêlés à des substances pierreuses; ils entrent quelquefois comme partie consti-

(1) On nomme *gangue* la substance pierreuse ou acidifère qui accompagne les minerais métalliques.

tuante dans la composition de certaines roches auxquelles ils donnent leur couleur, leur densité, etc., etc.

On obtient les métaux en général en traitant les minerais par le bocardage, le lavage, le grillage et la fusion. La première et la seconde de ces opérations les réduisent en poudre et les séparent des sels et autres matières plus légères ou plus solubles dans l'eau. La troisième et la quatrième les isolent entre eux; elles volatilisent l'arsenic, le soufre et les autres substances volatiles avec lesquelles ils sont combinés. Ces diverses opérations amènent en général les métaux à l'état d'oxides: on les unit alors aux *flux noirs* ou *blancs*. On désigne ainsi les substances quelles qu'elles soient qui facilitent la fusion des minerais. On emploie en grand comme flux les pierres à chaux ou les terres argileuses: dans les expériences chimiques on se sert principalement de quelques alcalis. Les flux alcalins sont les flux bruts blancs et noirs; le flux brut blanc est un mélange de partie égale de nitre et de tartre qu'on met dans un creuset avec le minerai qu'on a l'intention de faire fondre: l'explosion que fait le nitre avec la matière inflammable du tartre est utile dans quelques opérations, quoique, en général, elle présente l'inconvénient de faire jaillir hors du vase une partie de la matière à essayer, si l'on n'a pas le soin de ne jeter à la fois qu'une petite quantité du mélange ou d'opérer dans un grand vase. Le flux noir diffère du précédent par la proportion de ses ingrédiens : il contient une fois plus de tartre que de nitre; aussi la combustion est incomplète, et une forte partie d'acide tartarique se décompose par la simple chaleur et laisse à nu une certaine quantité de charbon qui donne au mélange la couleur noire. On se sert pour réduire les oxides ou les ramener à l'état métallique des charbons de bois ou de terre qui, pendant la combustion, s'emparent de l'oxigène de l'oxide et se combinent avec lui.

Nous examinerons actuellement les propriétés chimiques générales des métaux, c'est-à-dire l'action

qu'exercent sur eux les corps précédemment étudiés, et nous terminerons par l'étude particulière de ceux qui, par leurs usages dans les arts, offrent de l'intérêt.

Propriétés chimiques. Les corps simples ou composés précédemment étudiés ont une action plus ou moins marquée sur les métaux. La plupart de ces actions sont liées par des lois générales qui permettent de les réunir sous un seul point de vue, et nous nous convaincrons que cette marche abrège de beaucoup le travail et diminue conséquemment la masse des faits isolés que la mémoire doit recueillir.

Action de la chaleur sur les métaux. Les métaux exposés à la chaleur peuvent être rangés en plusieurs classes. *Fusibles* à la température ordinaire (le mercure); fusibles au-dessous de la chaleur rouge (potassium, sodium, étain, bismuth); fusibles au-dessus de la chaleur rouge (argent, cuivre, or, etc., etc.); fusibles au chalumeau le plus énergique (titane, cerium, etc). *Infusibles* (tungstène, etc., etc). *Volatils :* on dit qu'un métal est volatil lorsque, exposé à une température supérieure à celle qui est nécessaire pour sa fusion, il peut entrer en vapeur (mercure, arsenic, potassium, tellure, zinc).

Table des principaux métaux rangés suivant l'ordre de leur plus grande fusibilité.

Métal	
Mercure	—39°
Potassium	+58
Sodium	90
Étain	210
Bismuth	256
Plomb	260
Tellure	265
Arsenic	indéterminé.
Antimoine	*id.*

Métal	Pyrom. de Wedgwood.
Argent	20°
Cuivre	27
Or	32
Fer	130
Manganèse	160

La plupart des autres métaux ne peuvent entrer en fusion qu'au feu du chalumeau d'oxigène et d'hydrogène.

Action de la pile. Je renvoie, pour cette partie, à ce qui a été dit en parlant de la pile galvanique.

Action de l'oxigène sur les métaux. La plupart des métaux s'unissent à l'oxigène, et un grand nombre s'y unissent en plusieurs proportions. Les différens oxides que peut former un seul métal sont liés par une loi qui peut s'énoncer ainsi : *Les doses d'oxigène, dans les différens oxides d'un métal, sont toujours en rapports simples.* Cette loi est une conséquence de nos remarques sur l'échelle synoptique.

Protoxide de mercure, 200+8=208.
Protoxide de cuivre, 64+8=72.
Deutoxide de mercure, 200+16=216.
Deutoxide de cuivre, 64+16=80.

Les doses d'oxigène sont pour le mercure et le cuivre dans le rapport de 8 à 16 ou de 1 à 2. Ce rapport serait pour le fer de 1 à 1 1|2.

Nos lecteurs trouveront dans la table suivante les rapports en poids dans lesquels l'oxigène se combine avec les métaux les plus employés.

Echelle synoptique.	Noms des oxides.	Quantité d'oxigene que prennent 100 parties de métal pour passer à l'état d'oxide. (Les proportions indiquées dans cette colonne ont été données par l'analyse directe.)
12 magnés. 8 oxig.	oxide de magnésium ou magnésie.	» »
9 alumin. 8 —	— d'aluminium ou alumine...	» »
8 silicium 8 —	— de silicium ou silice.....	» »
20 calcium 8 —	— de calcium ou chaux....	» »
44 strontium 8 —	— de strontinm ou strontiane.	» »
70 barium 8 —	— de barium ou barite.	» »
40 potassium 8 —	— de potassium ou potasse....	20,409
24 sodium 8 —	— de sodium ou soude........	34,372
28 mangan. 8 —	— de manganèse............	28,107
28 — 16 —	— (pero.)................	56,215
33 zinc... 8 —	— (prot.) de zinc..........	24,797
28 fer.... 8 —	— (prot.) de fer...	29,483
	(deut.) de fer...........	39,31
28 — 12 —	— (trit.) de fer............	44,224

59 étain.	8 oxig.	oxide	(prot.) d'étain	13,6
59 —	16 —	—	(deut.) d'étain	27,2
38 arsenic	8 —	—	(deut.) d'arsenic	21,1
28 chrôme	12 —	—	(prot.) chrôme	42,633
45 antime.	8 —	—	(prot.) d'antimoine	18,6
45 —	12 —	—	(deut.) d'antimoine	26,8
45 —	16 —	—	(trit.) d'antimoine	35,993
26 cobalt	8 —	—	(prot.) cobalt	27,097
26 —	12 —	—	(deut.) cobalt	40,647
71 bismuth	8 —	—	de bismuth	11,275
64 cuivre	8 —	—	(prot.) de cuivre	12,638
64 —	16 —	—	(deut.) de cuivre	25,276
64 —	32 —	—	(trit.) de cuivre	50,552
104 plomb	8 —	—	(prot.) de plomb	7,725
104 —	12 —	—	(deut.) de plomb	11,587
104 —	16 —	—	(trit.) de plomb	15,450
200 mercure	8 —	—	(prot.) de mercure	3,95
200 —	16 —	—	(deut.) de mercure	7,90
110 argent	8 —	—	d'argent	7,398
199 or	8 —	—	(prot.) d'or	4,026
199 —	24 —	—	(deut.) d'or	12,077
181 platine	16 —	—	(prot.) de platine	8,022
181 —	32 —	—	(deut.) de platine	16,045

Les métaux ont été classés en six sections suivant leur affinité pour l'oxigène, et on les étudie en général dans cet ordre.

1re Section. Métaux dont on n'a pu réduire l'oxide et que l'on admet par analogie ; ils sont au nombre de sept : magnésium, glucinium, ytrium, aluminium, thorinium, zirconium, silicium. On ne les rencontre dans la nature qu'à l'état d'oxides.

2e Section. Métaux qui ont la propriété : 1° *d'absorber l'oxigène à la température la plus élevée ;* 2° *de décomposer subitement l'eau à la température ordinaire en s'emparant de son oxigène.* Ils sont au nombre de six : calcium, strontium, barium, sodium, potassium, lithium.

3e Section. Métaux qui ont la propriété : 1° *d'absorber l'oxigène à la température la plus élevée ;* 2° *de ne décomposer l'eau qu'à l'aide de la chaleur rouge.* Ils

sont au nombre de cinq : manganèse, zinc, fer, étain, cadmium.

4° SECTION. Métaux qui : 1° *absorbent l'oxigène à la température la plus élevée ;* 2° *qui ne décomposent l'eau ni à chaud ni à froid.* Il y en a quinze, et les cinq premiers sont acidifiables : arsenic, molybdène, chrôme, tungstène, columbium, antimoine, urane, cérium, cobalt, titane, bismuth, cuivre, tellure, nickel, plomb.

5ᵉ SECTION. Métaux qui : 1° *n'absorbent l'oxigène qu'à une certaine température et dont les oxides sont réductibles à une température plus élevée ;* 2° *qui ne peuvent décomposer l'eau.* Ils sont au nombre de deux : mercure, osmium.

6ᵉ SECTION. Métaux qui *n'absorbent l'oxigène et ne décomposent l'eau à aucune température, et dont les oxides se réduisent au-dessous de la chaleur rouge.* Ils sont au nombre de six : argent, palladium, rhodium, platine, or, iridium.

ACTION DU CHLORE, DU SOUFRE, DE L'IODE ET DU BRÔME SUR LES MÉTAUX. La place que doivent occuper ces élémens dans la série des corps chimiques n'est pas encore fixée. Les conséquences de cette incertitude sont remarquables, surtout dans l'action de ces mêmes corps sur les métaux. Examinons les proportions que doivent avoir ces composés en suivant l'échelle synoptique : nous prendrons pour exemple le mercure.

Protochlorure de mercure se compose		de 36 chlore, 200 merc.
Deutochlorure	—	de 72 chlore, 200 merc.
Protosulfure	—	de 16 soufre, 200 merc.
Deutosulfure	—	de 32 soufre, 200 merc.
Protoiodure	—	de 125 iode, 200 merc.
Deutoiodure	—	de 250 iode, 200 merc.
Protobrômure	—	de 75 brôme, 200 merc.
Deutobrômure	—	de 150 brôme, 200 merc.

La même table nous montre que

36 de chlore et 1 hydrogène forment l'acide hydrochlorique

16 de soufre et 1 hydrogène forment		l'acide hydrosulfurique.
125 d'iode et 1 hydrogène	—	l'acide hydriodique.
75 de brôme et 1 hydrogène	—	l'acide hydrobrômique.
200 de mercure et 8 oxigène	—	le protoxide de mercure.
200 — et 16 oxigène	—	le deutoxide de mercure.

Par conséquent le chlore, l'iode, le soufre, le brôme unis au mercure sont respectivement dans des proportions telles que l'hydrogène nécessaire pour acidifier les radicaux non-métalliques, et l'oxigène nécessaire pour oxider le métal sont exactement dans les proportions pour faire l'eau. D'un autre côté l'état actuel de la science ne permet pas d'affirmer qu'un corps bien desséché ne contient plus d'eau ; on peut donc se faire les questions suivantes :

Lorsque le chlore, le soufre, l'iode ou le brôme s'uniront à un métal, le composé sera-t-il binaire (chlorure, sulfure, iodure, brômure du métal), contenant une certaine quantité d'eau ? ou, les principes constituans de l'eau se sont-ils séparés dans l'action chimique, l'hydrogène s'unissant avec le radical non-métallique pour former un hydracide, et l'oxigène s'unissant au métal pour former un oxide ; auquel cas le composé serait un sel (hydrochlorate, hydrosulfate, hydriodate, hydrobrômate de l'oxide du métal)? Ces questions n'ont pas été résolues ; quelques chimistes prétendent que le composé, lorsqu'il est solide, est binaire ou en *ure*, mais qu'il passe à l'état de sel lorsqu'il est dissous dans l'eau. Cette décision ne me paraît pas mathématique, et je préfère appeler ces composés indifféremment chlorure, sulfure, iodure, brômure, hydrochlorate, hydrosulfate, hydriodate, hydrobrômate. Je remarquerai seulement que le nombre équivalent du soufre étant 16 et celui de l'oxigène étant 8, la quantité de soufre dans les sulfures sera double de la quantité d'oxigène nécessaire pour oxider le métal.

Action de l'hydrogène, du bore, du carbone, de l'azote, du phosphore sur les métaux. Ces élémens, excepté le dernier, ont peu de tendance à s'unir avec

les métaux ; les phosphures paraissent régis dans leur formation, par les mêmes lois que les sulfures.

Action des acides sur les métaux. Les acides sont de deux espèces : 1° *oxacides*, lorsqu'ils ont l'oxigène pour acidifiant ; 2° *hydracides*, lorsque l'hydrogène est acidifiant.

Action des oxacides sur les métaux. S'il y a action, le métal est oxidé aux dépens de l'acide et il y a dégagement du radical de l'acide, ou d'un composé qui contient moins d'oxigène que l'acide lui-même : l'oxide métallique formé s'unit en général à l'acide excédant : par exemple, si l'on verse de l'acide nitrique sur du cuivre, il se forme du nitrate d'oxide de cuivre, et il se dégage du deutoxide d'azote. Quelquefois le métal s'oxide aux dépens de l'eau contenue dans l'acide, s'unit à l'acide, et l'hydrogène est dégagé (zinc, eau, acide sulfurique) ; il se forme du sulfate d'oxide de zinc et l'hydrogène se dégage.

Action des hydracides sur les métaux. Il en résulte presque toujours un corps binaire en *ure* et l'hydrogène se dégage (acide hydrochlorique et potassium) ; il se forme du chlorure de potassium si l'acide est gazeux, ou de l'hydrochlorate de potasse si l'acide est liquide. Dans ce dernier cas le potassium est oxidé aux dépens de l'eau qui tient le gaz acide hydrochlorique en dissolution.

Action de la chaleur sur les oxides. Les protoxides absorbent en général de l'oxigène, les peroxides dégagent souvent l'oxigène qu'ils contiennent. Quelques oxides, ceux des 5e et 6e sections, abandonnent tout leur oxigène.

Action de la pile voltaïque sur les oxides. Tous les oxides des cinq dernières sections sont réduits par la pile galvanique : l'oxigène se porte au pôle vitré, la base au pôle résineux.

Action de l'oxigène sur les oxides. Les protoxides sont portés à l'état de peroxide.

Action de l'hydrogène, du carbone, du chlore sur

LES OXIDES. Ces élémens décomposent plusieurs oxides à l'aide de la chaleur : les deux premiers se combinent avec l'oxigène, le troisième s'unit au métal réduit. Quelques oxides très peu réductibles, tels que ceux de potassium, de sodium, de barium, de calcium se combinent avec le chlore et forment des chlorures d'oxides ; ces composés sont remarquables en ce qu'ils conservent plusieurs des propriétés du chlore, et surtout celle de décolorer les matières organiques.

ACTION DU SOUFRE ET DU PHOSPHORE SUR LES OXIDES. Ils s'unissent quelquefois aux oxides en donnant naissance à des oxides phosphurés ou sulfurés.

ACTION DE L'EAU SUR LES OXIDES. On peut diviser les oxides en oxides solubles et en oxides insolubles. Les premiers sont la barite, la potasse, la strontiane, la chaux, la soude, l'oxide blanc d'arsenic et l'oxide d'osmium ; tous les autres oxides sont insolubles.

ACTION DE L'AMMONIAQUE. On peut diviser les oxides en oxides solubles dans l'ammoniaque liquide et en oxides insolubles dans le même liquide. Les premiers sont l'oxide de zinc, le deutoxide d'arsenic, les protoxide et deutoxide de cuivre ; l'oxide d'argent, le deutoxide et le tritoxide d'antimoine, l'oxide de tellure ; tous les autres oxides sont dans la seconde série.

ACTION DES ACIDES SUR LES OXIDES. Un acide s'unit avec un oxide métallique et forme un *sel;* ainsi le sel marin est le résultat de l'union de l'acide hydrochlorique avec l'oxide de sodium. Cette action peut avoir lieu de diverses manières : si l'oxide est à l'état de *deutoxide* ou de *tritoxide* il abandonne quelquefois de l'oxigène : quelques protoxides au contraire enlèvent de l'oxigène à l'acide ou à l'eau, mais dans tous les cas il en résulte un sel. Le nombre des sels est très considérable et cette partie offre également des résultats généraux qui en facilitent l'étude. Nous diviserons les données générales qu'on a sur les sels en huit parties : 1° composition des sels ; 2° action du calorique sur les sels ; 3° action de l'eau sur les sels ;

4° action des acides et des bases sur les sels; 5° action des sels les uns sur les autres; 6° moyens de reconnaître en général l'acide d'un sel; 7° moyens de reconnaître la base d'un sel; 8° méthodes générales à suivre dans la préparation des sels.

De la composition des Sels.

Un sel est toujours formé par la réaction d'un acide (corps rougissant la teinture de tournesol) sur un *oxide* ou *base* (corps ramenant au bleu la teinture rougie par un acide). Il résulte de là que les composans d'un sel masquent réciproquement leurs propriétés, ce que l'on désigne en chimie par le mot *neutraliser*. Cette neutralisation n'a lieu que pour des proportions définies d'acide et de base, ou en d'autres termes, une quantité donnée d'acide ne peut neutraliser qu'une quantité définie de base; conséquemment un sel neutre passera à l'état de sel acide ou de *sur-sel* si on lui ajoute une proportion quelconque de base. 40 parties d'acide sulfurique neutralisent exactement 48 de potasse, et forment un sulfate de potasse d'une saveur amère, dans lequel on n'aperçoit ni les propriétés de l'acide, ni les propriétés de la base; mais si l'on unit 48 parties d'acide et 48 de potasse, les 8 parties surabondantes d'acide jouiront de toutes leurs propriétés: le sel sera acide ou *sur-sel*. Si au contraire on unit 40 d'acide et 56 de potasse, les 8 parties surabondantes de potasse jouiront de leurs propriétés: le sel sera *sous-sel*.

Nous avons déjà remarqué que si le chlore, le souffre, l'iode, le brôme dans leur réaction sur les métaux forment des sels hydrochlorate, hydresulfate, hydriodate, hydrobrômate d'oxide métallique, on doit admettre que l'hydrogène de l'acide et l'oxigène de la base sont exactement dans les proportions pour faire l'eau: des relations d'une nature peu différente ont lieu entre les principes constituans d'un sel dont l'acide

contient l'oxigène comme principe acidifiant ; ces relations sont énoncées dans les trois lois qui suivent :

1re Loi. Si l'on détermine les nombres qui donnent les rapports des capacités de saturation de toutes les bases pour un acide, ces nombres resteront les mêmes quel que soit ensuite l'acide, et *vice versâ*, si l'on détermine les nombres qui donnent les rapports de capacité de saturation de tous les acides pour une base, ces nombres resteront les mêmes, quelle que soit ensuite la base. L'inspection de l'échelle synoptique nous démontre la vérité de cette loi. Les nombres 20, 28, 52, 78, 32 et 48 expriment les rapports de saturation des bases magnésie, chaux, strontiane, barite, soude et potasse pour 54 d'acide nitrique ; ces nombres seront encore les mêmes pour 40 d'acide sulfurique.

2e Loi. Il existe toujours un rapport simple entre l'oxigène de la base et l'oxigène de l'acide ; ce rapport reste le même pour tous les sels qui ont le même acide. En effet, si l'on se reporte à l'échelle synoptique, l'oxigène de l'acide est un multiple de 8, l'oxigène de la base est 8 ou un multiple de ce nombre : le rapport entre ces deux quantités ne peut être que très simple. Ainsi l'acide sulfurique contient 3×8 d'oxigène, la potasse renferme 1×8 d'oxigène : le rapport sera celui de 3×8 à 1×8 ou de 3 à 1. De même le sulfate de zinc est tel que l'acide renferme 3×8 d'oxigène, la base 1×8 d'oxigène ; le rapport est encore celui de 3 à 1.

3e Loi. La quantité d'acide est proportionnelle à la quantité d'oxigène de l'oxide, et le rapport reste le même pour tous les sels qui ont le même acide. Pour tous les sulfates le rapport sera celui de 5 à 1 : 1° dans les protosulfates il y aura 40 ou 5×8 d'acide et 1×8 d'oxigène ; 2° dans les deutosulfates il y aura 80 ou 10×8 d'acide et 16 ou 2×8 d'oxigène.

Nous donnons ci-dessous le tableau des rapports dans lesquels l'oxigène de l'oxide est à l'oxigène de l'acide dans les sels formés d'un même acide.

DÉSIGNATION DES GENRES.	QUANTITÉ D'OXIGÈNE.	
	De l'oxide	De l'acide
S. Borates	1	2,696
S. Carbonates	1	2,
Carbonates neutres	1	4,
Phosphates neutres	2	5,
Sulfates neutres	1	3,
Nitrates neutres	1	5,
Chlorates neutres	1	5,

Cette table est surtout utile pour établir promptement les quantités respectives d'acide et d'oxide nécessaires pour former un sel neutre. Si je veux, par exemple, connaître la quantité d'acide sulfurique nécessaire pour saturer 100 kilog. de protoxide de fer, je trouverai dans le tableau de la composition des oxides que dans le protoxide de fer l'*oxigène* et la base sont dans la proportion de 100 de fer et de 29,483 d'oxigène, ou que 100 kilog. de protoxide contiennent 22,7 kilog. d'oxigène ; mais dans les sulfates l'oxigène de l'oxide est à l'oxigène de l'acide comme 1 est à 3 ; donc multipliant 22,7 par 3, on aura pour la quantité d'oxigène qui doit exister dans l'acide 68,1 kilog. ; ce qui donne, d'après la composition de l'acide sulfurique, 113,7 kilog. d'acide sec, ou environ 145 kilog. d'acide sulfurique liquide à 66°. On pourra faire le même travail pour tous les autres sels.

Action du Calorique sur les Sels.

La plupart des sels absorbent, au moment de leur cristallisation, une certaine quantité d'eau que l'on appelle *eau de cristallisation*. Ce liquide paraît indispensable à la solidification du sel : ainsi le sulfate de soude absorbe 40 pour 100 d'eau de cristallisation.

Lorsque la chaleur est appliquée à un sel, elle a pour effet de volatiliser cette eau ; mais avant qu'elle passe à l'état de vapeur, 1° ou le sel se fond dans cette eau,

si elle est en grande quantité; il peut alors se couler en un verre plus ou moins transparent : c'est ce qu'on appelle la *fusion aqueuse :* par exemple, le nitrate de soude, le borate de soude, le sulfate acide d'alumine, le nitrate d'argent; 2° ou les sels, s'ils ne renferment que peu d'eau de cristallisation, décrépitent au feu (hydrochlorate de soude), c'est-à-dire éclatent en pétillant et lançant des parcelles. Quelques sels qui ne contiennent pas d'eau de cristallisation, ou qui l'ont perdue par la volatilisation, peuvent éprouver une fusion que l'on appelle dans ce cas *fusion ignée :* si l'on continue à chauffer, une chaleur plus élevée peut produire trois effets différens; elle peut : 1° chasser l'acide (tous les carbonates); 2° décomposer cet acide (tous les nitrates); 3° décomposer l'acide et la base (nitrate d'ammoniaque); dans ce dernier cas, les élémens du sel réagissent les uns sur les autres; l'hydrogène de la base est brûlé par l'oxigène de l'acide, forme de l'eau et il se dégage du protoxide d'azote.

Action de l'Eau sur les Sels.

L'eau, par son action sur les sels, les divise en deux sections : *sels solubles*, *sels insolubles*. Aucun sel n'est complètement insoluble; mais on est convenu de regarder comme tel celui qui exige 5 à 6000 parties d'eau pour se dissoudre. La dissolubilité des sels dans l'eau est leur propriété la plus importante : c'est par le moyen de ce liquide qu'ils sont purifiés et séparés les uns des autres dans l'ordre inverse de leur faculté de dissolution.

Il arrive quelquefois que la dissolution d'un sel qui ne cristallise pas, et que par cette raison on regarde comme saturée, cède des molécules salines aux cristaux du même sel que l'on y plonge. On en a conclu que les cristaux d'un sel appauvrissent la dissolution et la font descendre au-dessous de son vrai point de satu-

ration : M. Gay-Lussac pense que ce fait que l'on regarde comme certain a été mal expliqué.

La saturation d'une dissolution saline à une température invariable est le terme où le dissolvant toujours en contact avec le sel ne peut plus en prendre davantage ni en abandonner aucune partie : d'après cette définition, toute dissolution saline qui peut abandonner du sel sans que la température change est *sur-saturée ;* on peut en conclure que, en général, la saturation n'est point un terme fixe, et que la cause qui la produit est la même que celle qui rend l'eau liquide au-dessous de son point de congélation.

Quelques sels exposés à l'air abandonnent l'eau de cristallisation qu'ils renferment : on les appelle *sels efflorescens* (sous-phosphate de soude); d'autres ont une telle affinité pour l'eau qu'ils l'enlèvent à l'air ambiant : on les appelle *sels déliquescens* (hydrochlorate de chaux). Ces deux espèces doivent être conservées dans des vases parfaitement bouchés.

Action des Acides et des Bases sur les Sels.

Lorsqu'on veut mettre un acide ou une base en contact avec un sel, on peut opérer à sec ou par l'intermédiaire de l'eau ; dans le premier cas l'action ne peut avoir lieu qu'à l'aide de la chaleur, mais cette chaleur n'est pas indispensable dans le second. Les lois que nous donnerons alors sont générales lorsque les deux corps mis en contact sont solubles.

VOIE SÈCHE. 1re LOI. Si l'acide est plus fixe que celui du sel, il le déplace ; on obtient un nouveau sel formé par la réunion du nouvel acide avec la base.

2e LOI. Si la base est plus fixe que celle du sel, il y a décomposition.

VOIE HUMIDE. 1re LOI. Si l'acide est plus soluble que celui du sel, il y a décomposition.

2e LOI. Si la base est plus soluble que celle du sel, il y a décomposition.

3e Loi. Si l'acide peut former avec la base du sel un sel insoluble, il y a décomposition ; le nouveau sel se précipite.

4e Loi. Si la base peut former avec l'acide du sel, un sel insoluble, il y a décomposition ; ce dernier est précipité.

5e Loi. Si l'on met en contact avec un sel soluble un acide ou une base qui ait plus d'affinité pour l'un des composans du sel, et que le sel qui se forme soit insoluble, il y a décomposition complète ; mais si le nouveau sel formé est soluble, il y a simplement partage de la base, ou de l'acide, en raison des affinités respectives.

On peut, des lois qui précèdent, déduire plusieurs principes importans, et dont nous ferons l'application lorsque nous développerons les moyens de reconnaître la nature d'un sel. 1° La potasse et la soude étant solubles décomposeront par la voie humide tous les autres sels, puisque la base est en général un oxide métallique moins soluble ; 2° la potasse et la soude décomposeront les sels dont la base est l'ammoniaque, et ce dernier corps décomposera tous les autres sels ; 3° la chaux donnera un précipité blanc (carbonate de chaux), dans tous les carbonates solubles ; 4° la barite, ou la strontiane, formera un précipité blanc (sulfate de barite, ou de strontiane), dans tous les sulfates ; 5° l'acide hydrosulfurique donnera un précipité plus ou moins foncé (hydrosulfate d'oxide métallique) dans tous les sels dont la base est un oxide métallique insoluble ; 6° l'acide sulfurique étant en général plus soluble que les autres acides, décomposera la plupart des sels solubles en déplaçant leur acide ; 7° l'acide tartarique donnera un précipité cristallin (tartrate acide de potasse) dans tous les sels de potasse.

Action des Sels les uns sur les autres.

Le contact entre deux sels peut avoir lieu à sec ou par l'intermédiaire de l'eau.

VOIE SÈCHE. 1re LOI. Si les deux sels mis en contact peuvent former un sel plus volatil, à l'aide de la chaleur, il y a décomposition; le sel volatil formé se dégage.

VOIE HUMIDE. 1re LOI. Si les deux sels sont solubles et qu'il puisse en résulter un sel insoluble, il y a décomposition; le nouveau sel insoluble se précipite.

2e LOI. Si l'un des sels est insoluble, on peut, dans certains cas, prédire le résultat : les sous-carbonates de soude ou de potasse décomposent à chaud tous les sels insolubles, mais la décomposition n'est jamais complète.

3e LOI. Si de deux sels solubles il peut en résulter deux sels insolubles, il y a décomposition; les deux sels se précipitent et la liqueur n'est plus que de l'eau pure.

Examinons les conséquences des lois que nous venons de développer : 1° un sel soluble de barite donne un précipité blanc (sulfate de barite) dans tous les sulfates solubles; 2° un sel soluble d'argent donne un précipité blanc (hydrochlorate d'argent) dans tous les hydrochlorates solubles; 4° un hydrosulfate soluble donne un précipité foncé dans tous les sels solubles dont la base est un oxide métallique insoluble, etc. Les conséquences réciproques des principes que nous venons de poser sont également vraies; un sulfate soluble donne un précipité blanc (sulfate de barite) dans tous les sels de barite solubles, ainsi de suite.

Moyens de reconnaître l'acide d'un Sel.

Un abrégé de chimie ne peut présenter une analyse raisonnée de tous les sels. Je me contenterai de donner les moyens de reconnaître l'acide de douze espèces de sels : borates, carbonates, sulfates, phosphates, sulfites, chlorates, hydrosulfates, hydrochlorates, hydriodates, hydrocyanates, fluates.

Le sel dont on veut reconnaître l'acide peut être : 1° soluble dans l'eau : 2° insoluble dans le même li-

quide. Cette question se décidera facilement : on placera une petite quantité du sel dans l'eau et on chauffera légèrement ; le sel disparaît en partie dans le premier cas, et reste en totalité au fond du vase dans le second.

Sels insolubles. Nous avons vu, dans l'action des sels les uns sur les autres, que le sous-carbonate de potasse décompose tous les sels insolubles et les transforme en sels solubles de potasse ayant le même acide. Le sel à examiner, mis en ébullition avec une solution de sous-carbonate de potasse, se transformera en sel de potasse du même acide ; la question se réduira donc à reconnaître l'acide du nouveau sel soluble : cette question est comprise dans l'exposé qui va suivre.

Sels solubles. Le sel peut être : 1° à l'état solide ; 2° en dissolution dans l'eau.

1er Cas. Sels solides. On placera dans un verre à expérience une portion du sel, et on y ajoutera une petite quantité d'acide sulfurique concentré. L'action sera nulle, ou il y aura dégagement de vapeurs.

Action nulle. Le sel est un borate, un sulfate, ou un phosphate ; une partie du sel sera dissoute dans l'eau, et la solution divisée en trois doses présentera l'un des phénomènes suivans : 1° le nitrate de barite versé dans la première pourra donner un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique, auquel cas le sel est un *sulfate*, il se forme un sulfate de barite insoluble, et un nitrate de l'autre base ; 2° la seconde partie traitée à chaud par une petite quantité d'acide sulfurique, et mise à refroidir, dépose des cristaux micacés d'acide borique ; ce qui indique un *borate ;* l'acide sulfurique se sera réuni à la base du borate ; 3° si ces caractères ne se retrouvent pas dans le sel on en conclura que le sel était un *phosphate*.

Dégagement de vapeurs. Dans toutes ces réactions chimiques l'acide sulfurique s'unit à la base du sel, et l'acide de ce dernier se dégage avec tous ses caractères physiques ; or ces caractères peuvent présenter les nuances ci-après :

Effervescence sans odeur sensible, et analogue à celle que produit le vin de Champagne mousseux, *carbonates*.

Effervescence avec l'odeur du soufre en ignition, *sulfites*.

Vapeur peu sensible, accompagnée d'une odeur d'eau-forte, *nitrates*.

Vapeur blanche à l'air et piquante, *hydrochlorates*.

Vapeur ayant l'odeur d'œufs pourris, *hydrosulfates*.

Vapeur qui corrode le verre, *fluates*.

Vapeur jaune-verdâtre, *chlorates*.

Vapeur peu marquée ayant l'odeur du soufre en ignition; dépôt brun-maron, *hydriodates* (1).

Vapeur faible ayant l'odeur des amandes amères, *hydrocyanates*.

2e Cas. Dissolutions salines. Si la solution est concentrée, on peut employer les moyens précédens; si le sel est étendu dans une grande quantité d'eau, on partagera la liqueur en six parties égales et on la soumettra aux réactifs dans l'ordre suivant :

Si le nitrate de barite donne un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique, on peut affirmer que le sel est un *sulfate*.

Si un sel soluble de chaux donne un précipité blanc soluble dans l'acide nitrique, *carbonates*.

Si une dissolution de plomb, de fer, ou de cuivre, précipite en noirâtre (hydrosulfate de plomb, de fer ou de cuivre), *hydrosulfates*.

Si le nitrate d'argent donne un précipité blanc soluble dans l'ammoniaque liquide (hydrochlorate d'argent), *hydrochlorates*.

Enfin si ces opérations ne démontrent pas quelle est la nature de l'acide du sel, on doit en conclure que ce sel est un borate, sulfite, chlorate, nitrate, phosphate, hydriodate, hydrocyanate. On concentrera la solution

(1) Le dépôt brun-maron ne se forme que lorsque l'hydriodate est *ioduré*, c'est-à-dire contient un excès d'iode : c'est ordinairement ce qui a lieu.

par la chaleur, et on la soumettra aux épreuves indiquées dans le premier paragraphe.

Moyens de reconnaître la base d'un Sel.

Les métaux sont au nombre de quarante-et-un, et la plupart peuvent former deux et quelquefois trois oxides. Les bases salines sont donc en très grand nombre; et le problème pris d'une manière générale nécessiterait des détails dont l'étendue ne peut trouver place ici. Je simplifierai donc la question et j'admettrai (ce qui a lieu ordinairement) que la base du sel est comprise dans les dix-huit oxides métalliques suivans :

Magnésie.	Oxide de fer.
Chaux	— d'étain.
Strontiane.	— d'antimoine.
Barite.	— de bismuth.
Ammoniaque.	— de cuivre.
Soude.	— de plomb.
Potasse.	— de mercure.
Alumine.	— d'argent.
Oxide de zinc.	— d'or.

Le sel dont on veut reconnaître la base peut être insoluble ou soluble, ce dont on s'assurera en suivant la marche indiquée plus haut.

Sels insolubles. On fera bouillir le sel avec une solution de sous-carbonate de potasse ; on formera ainsi un carbonate insoluble de la base inconnue. Le précipité, séparé par la filtration, et traité convenablement par l'acide nitrique, donnera un nitrate soluble de la base inconnue : la question se réduit donc à l'examen d'un sel soluble.

Sels solubles. Le sel peut être : 1° solide ; 2° en dissolution : dans le premier cas on dissoudra le sel, et le problème rentrera dans celui des dissolutions salines.

Dissolutions salines. On prendra une faible partie du liquide, et on y versera de l'hydrosulfate de po-

tasse : s'il n'y a pas de précipité, la base du sel est comprise dans les sept premiers oxides ; s'il y a précipité plus ou moins coloré, la base du sel est comprise dans les onze derniers oxides.

AUCUN PRÉCIPITÉ AVEC L'HYDROSULFATE DE POTASSE. On séparera la solution du sel en deux parties A et B très inégales, et on versera dans la plus faible partie B de la potasse caustique liquide; s'il y a précipité blanchâtre, la base du sel est un des quatre premiers oxides ; et dans ce cas, la potasse étant plus soluble que ces oxides, a décomposé le sel, s'est unie à l'acide et a précipité la base ; s'il n'y a pas précipité, la base du sel est un des trois composés, soude, potasse et ammoniaque.

1er Cas. PRÉCIPITÉ AVEC LA POTASSE. On partagera la liqueur A en quatre parties, et on soumettra successivement chacune de ces parties aux épreuves suivantes :

Si le carbonate neutre de potasse ne donne pas de précipité à froid, *sel de magnésie.*

Si l'oxalate d'ammoniaque donne un précipité blanc (oxalate de chaux), que redissout l'acide nitrique, *sel de chaux.*

Si l'acide sulfurique donne un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique, la base du sel est la *barite* ou la *strontiane :* on précipite alors la base dans la quatrième partie de la liqueur avec la potasse liquide, et le précipité est mis en pâte avec l'alcool. On enflamme le mélange : si la flamme est jaunâtre, surtout vers la fin de la combustion, *sel de barite ;* si la flamme est rouge, *sel de strontiane.*

2e Cas. AUCUN PRÉCIPITÉ AVEC LA POTASSE. Le sel ne peut être qu'à base de potasse, de soude ou d'ammoniaque.

Si la liqueur B dans laquelle on a versé la potasse et qui n'a pas donné de précipité a l'odeur piquante et caractéristique de l'ammoniaque, *sel d'ammoniaque.*

Si ces caractères ne se remarquent pas, la liqueur A est un sel de potasse ou un sel de soude : on y ajoutera un grand excès d'acide tartarique liquide; si on aperçoit après

une demi-heure un précipité blanc cristallin (tartrate acidule de potasse), le sel à examiner est à base de *potasse ;* dans le cas contraire il est à base de *soude.*

Reprenons actuellement le problème au commencement de l'expérience. Nous avons dit que la première opération était de verser une petite quantité d'hydrosulfate de potasse, et nous avons développé les règles à suivre lorsqu'il n'y a pas de précipité : admettons qu'il y ait un précipité.

Précipité avec l'hydrosulfate de potasse. La base du sel peut être l'alumine, l'oxide de zinc, d'étain, d'antimoine, de fer, de bismuth, de cuivre, de plomb, de mercure, d'argent ou d'or.

La couleur du précipité déterminera laquelle de ces bases entrait dans la composition du sel.

Si le précipité est blanc-sale, *sel de zinc* ou *sel d'alumine.* Si l'ammoniaque en excès dissout complètement le précipité, *sel de zinc ;* s'il ne le dissout pas, *sel d'alumine.* Si le précipité est jaunâtre, *sel d'étain* ou *sel d'antimoine :* on décidera facilement la question en plongeant dans la solution une lame de plomb : ce métal précipite l'étain à l'état métallique.

Si le précipité est noirâtre, la base est un des sept derniers oxides. On partagera une nouvelle quantité de la liqueur en sept parties, et on versera successivement les réactifs suivans :

Si le ferrocyanate de potasse précipite en bleu, *sel de fer.*

Si le ferrocyanate précipite en blanc, quelquefois jaunâtre, et si une lame de cuivre précipite un métal blanc-rosé, *sel de bismuth.*

Si le ferrocyanate précipite en brun-marron, et si une lame de fer plongée dans la liqueur prend une teinte cuivreuse, *sel de cuivre.*

Si le ferrocyanate de potasse précipite en blanc, et si une lame de zinc plongée dans la liqueur donne lieu à une arborisation particulière, *sel de plomb.*

Si le ferrocyanate de potasse précipite en blanc, et

si une lame de cuivre plongée dans la liqueur, et ensuite frottée, offre une couche brillante de mercure, *sel de mercure.*

Si l'acide hydrochlorique donne un précipité blanc soluble dans l'ammoniaque ; si, la liqueur étant évaporée et le résidu calciné dans un creuset, on trouve un culot métallique, *sel d'argent.*

Si le ferrocyanate de potasse donne un précipité blanc-jaunâtre, et si une lame d'étain donne un précipité pulvérulent pourpre, *sel d'or.*

Les règles établies dans cet exposé et dans celui qui précède suffiront pour déterminer les constituans d'un composé salin. Le sel sera partagé en deux parties : la première servira à reconnaître la nature de l'acide, et la deuxième à reconnaître celle de la base.

Préparation des Sels.

Le nombre des sels n'est pas exactement connu parce qu'il en est beaucoup qui n'ont pas été examinés ; il est cependant probable que ce nombre s'élève au-dessus de deux mille. La nature nous en offre environ soixante qui sont purs ou qui n'exigent que peu d'opérations pour être amenés à l'état de pureté. Tous les autres sels, et même ceux qui, mêlés dans la nature à d'autres substances, exigent pour leur séparation des frais considérables, s'obtiennent par divers procédés que l'on peut réduire à quatre principaux.

1er PROCÉDÉ. Tous les sels peuvent se préparer directement, c'est-à-dire en unissant l'acide et la base jusqu'à saturation parfaite. Ce procédé s'applique en général aux sels solubles dont le prix est assez élevé. Ainsi l'oxalate d'ammoniaque pourra se préparer en versant une solution d'acide oxalique dans l'ammoniaque liquide jusqu'à saturation, c'est-à-dire jusqu'à ce que la liqueur soit sans action sur les teintures rouges

ou bleues de tournesol. On fait ensuite, s'il y a lieu, évaporer et cristalliser.

2ᵉ PROCÉDÉ. La plupart des sels peuvent se préparer en traitant les carbonates par les divers acides. On verse l'acide liquide sur le carbonate : il y a réaction, l'acide carbonique se dégage avec effervescence, et l'acide employé s'unissant à la base constitue le sel dont la dissolution évaporée cristallise s'il y a lieu.

3ᵉ PROCÉDÉ. Un sel insoluble se prépare en général par la voie des doubles décompositions : la première solution est ordinairement un sel de potasse, dont l'acide est celui qui doit entrer dans le sel ; la deuxième solution doit avoir pour base l'oxide du sel insoluble. Le sulfate de plomb peut se préparer en versant une dissolution de sulfate de potasse dans une solution de nitrate de plomb : la liqueur contient du nitrate de potasse, et le précipité blanc est le sulfate de plomb que l'on doit laver à grande eau pour le séparer complètement du nitrate de potasse qu'il renferme.

4ᵉ PROCÉDÉ. Quelques sels s'obtiennent en traitant à chaud ou à froid le métal par l'acide : dans ce cas le métal est oxidé aux dépens de l'acide et quelquefois aux dépens de l'eau qui se décompose. Le cuivre, le mercure, le fer, traités par l'acide nitrique, forment des nitrates de cuivre, de mercure ou de fer, et le composé volatil qui se dégage contient moins d'oxigène que l'acide nitrique.

ÉTUDE PARTICULIÈRE

DES MÉTAUX ET DE LEURS COMPOSÉS.

Nous diviserons cette étude en six sections distinctes, d'après la classification de M. Thénard que nous avons donnée plus haut, en traitant de l'affinité des combustibles métalliques pour l'oxigène.

MÉTAUX DE LA PREMIÈRE SECTION.

Ces élémens métalliques sont admis par analogie, car leurs composés, qui sont considérés comme des oxide,s retiennent l'oxigène avec une telle force qu'il a été impossible jusqu'ici de les amener à l'état métallique. Ces métaux sont au nombre de sept :

Silicium, aluminium, thorinium, zirconium, ytrium, glucinium, magnésium. Nous examinerons les composés que le silicium, l'aluminium et le magnésium peuvent former. L'union de ces métaux avec l'oxigène constitue la silice, l'alumine, la magnésie, que l'on désigne en chimie sous le nom de *terres*.

Les deux premières terres sont sans action sur la teinture de tournesol et sur le sirop de violette : la magnésie verdit légèrement ce dernier.

DE LA SILICE.

Silice. Pes. 2,66 : est une substance très abondante dans la nature ; elle s'y rencontre pure et mêlée à d'autres terres : la silice cristallisée naturelle porte en général le nom de *quartz ;* si ce dernier est incolore il constitue le cristal de roche : le rubis de Bohême est un quartz rose améthyste. Le quartz en cristaux renferme quelquefois une infinité de lames de mica, c'est l'*aventurine ;* les agathes, les calcédoines et plusieurs variétés de pierres précieuses sont de la silice presque pure : si la silice est grossière et plus ou moins colorée par d'autres oxides, elle forme les sables, les grès, les granits, enfin c'est la substance dont se compose la charpente de plusieurs montagnes, et suivant toute probabilité, d'une grande partie du globe.

La silice pure du chimiste est une poudre blanche fine, dure, insipide, sans odeur, infusible, rude au

toucher et susceptible de rayer le verre ; elle ne se pétrit pas avec l'eau, mais se précipite sans la troubler ; très divisée elle se dissout cependant dans une grande quantité de ce liquide : les eaux de Bath et autres sources en sont la preuve. Pour obtenir cette terre parfaitement pure, on expose dans un creuset à l'action d'un feu de forge très ardent un mélange d'une partie de quartz en poudre et de trois parties de potasse pure. On dissout le produit de la calcination (silicate de potasse) dans l'eau chaude ; on ajoute assez d'acide pour saturer la potasse ; on filtre, on lave et on dessèche : on obtient ainsi une poudre blanche graveleuse, qui n'a besoin que d'être bien lavée pour être de la silice pure.

La silice à l'état de sable est une partie constituante et nécessaire d'un bon mortier ; c'est une des principales substances qui entrent dans la composition du verre, des poteries ; à l'état de grès elle sert de pavé ; une autre variété est employée à faire la pierre à fusil. La silice est probablement formée d'oxigène et d'une base métallique inconnue que nous appelons silicium : en faisant passer du potassium en vapeur sur la silice placée dans un tube incandescent, H. Davy a obtenu une poudre noire qu'il regarde comme le radical métallique de la silice ; mais cette substance absorbait si rapidement l'oxigène de l'air, qu'il fut impossible de la dépouiller de la potasse qu'elle pouvait contenir.

La silice ne s'unit pas aux acides, et paraît au contraire jouer elle-même le rôle d'acide ; nous avons vu qu'elle formait avec la potasse un formé soluble que l'on pouvait considérer comme formé d'acide silicique et de potasse.

L'union de l'acide fluorique et de la silice, ou, selon d'autres, du silicium et du fluor, donne naissance à un acide dont nous avons parlé sous le nom d'*acide fluorique silicé*.

DE L'ALUMINE ET DE SES COMPOSÉS.

ALUMINE. Pes. 2; est la principale partie constituante de l'argile : elle n'existe pas dans la nature à l'état de pureté. On ne l'obtient à cet état qu'en dissolvant l'alun (sulfate d'alumine et de potasse) dans l'eau chaude, ajoutant peu à peu de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité : le sulfate est décomposé, l'alumine séparée de l'acide se précipite sous la forme d'une gelée : on la recueille sur un filtre, on lave et on calcine le résidu. La poudre ainsi obtenue est blanche, insipide, douce au toucher, infusible; formant pâte avec l'eau; les corps simples sont sans action sur elle; l'ammoniaque la dissout, selon Berzélius, mais en très petite quantité.

On trouve dans la nature l'argile en abondance. Cette terre est assez tendre pour être rayée par le fer : elle a une cassure terne ou terreuse, exhale quand on souffle dessus une odeur particulière appelée argileuse, forme avec l'eau une pâte *plastique* qui possède une grande ténacité et qui durcit à la chaleur. L'argile a une telle affinité pour l'humidité qu'elle happe à la langue et exige une très forte chaleur pour se dessécher complètement : elle éprouve alors une diminution de volume que l'on désigne sous le nom de *retrait de l'argile*. L'argile calcinée est si dure qu'elle étincelle par le choc du briquet, et refuse de se combiner avec l'eau et de se dissoudre dans les acides : il faut pour détruire cette cohésion la faire calciner avec de la potasse. L'odeur qu'exhale l'argile ordinaire paraît due à l'oxide de fer, car l'argile pure n'en répand aucune.

On distingue en minéralogie 7 à 8 espèces d'argiles; mais il en est deux qui méritent particulièrement notre attention : 1° la terre à porcelaine, ou le kaolin des Chinois. Cette terre, lorsqu'elle est pure, ne forme que difficilement pâte avec l'eau; elle est infusible dans

un fourneau à porcelaine, d'un blanc pur, tirant quelquefois sur le jaune ou sur le rouge couleur de chair : les kaolins de Chine, du Japon, sont plus blancs, plus onctueux au toucher que ceux d'Europe ; celui de Saxe a une légère teinte jaune qui disparaît au feu, ce qui prouve qu'il ne la doit pas à la présence des métaux. Les kaolins sont en général composés de 52 de silice, 47 d'alumine et 0,33 d'oxide de fer ; il y en a qui contiennent une grande quantité d'eau. 2° Argile à potiers ; elle est compacte, lisse, presque toujours onctueuse au toucher et susceptible d'être polie avec les doigts lorsqu'elle est sèche. Ces deux variétés d'argiles présenteraient peu d'intérêt, mais considérées comme base de l'*art céramique* (fabrication des poteries), elles sont tellement importantes, que je renvoie pour plus de détails à l'histoire des oxides métalliques qui terminera la chimie minérale.

Sels d'Alumine.

L'alumine s'emploie dans la fabrication de l'alun, dans celle de la crème de tartre pour absorber la matière colorante des tartres bruts ; pour fouler et dégraisser les draps ; pour fixer les matières colorantes sur les tissus.

L'alumine unie aux acides forme des sels parmi lesquels on distingue particulièrement le sulfate d'alumine qui entre dans la composition de l'alun (voyez sels de potasse).

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels d'alumine.

1° Saveur astringente.

2° La potasse, la soude, l'ammoniaque précipitent l'alumine de ses dissolutions salines ; le précipité blanc est soluble dans un excès des deux premiers alkalis.

3° L'hydrosulfate de potasse précipite également l'alumine de ses dissolutions ; cet effet est dû à la potasse et non à l'acide hydrosulfurique ; ce dernier se dégage.

DE LA MAGNÉSIE ET DE SES COMPOSÉS.

Cette substance fut considérée pendant long-temps comme une terre primitive ; elle est composée d'après Davy d'oxigène et d'une base métallique appelée magnésium ; elle se trouve naturellement combinée avec un acide à l'état de sel dans l'eau de mer et dans plusieurs sources. Pour l'avoir pure il faut dissoudre une certaine quantité de sulfate de magnésie, et ajouter à la dissolution du sous-carbonate de potasse : la magnésie s'empare de l'acide carbonique et se dépose. On fait bouillir le précipité dans l'eau distillée, on le sèche et on l'expose dans un creuset à une chaleur rouge : l'acide carbonique se dégage et la magnésie reste pure. Dans le commerce on obtient la magnésie en traitant la pierre à chaux magnésienne par les eaux-mères des manufactures de sel marin : l'acide hydrochlorique s'unit à la chaux et forme un sel soluble, tandis que la magnésie reste à l'état solide. Une autre méthode consiste à décomposer les eaux-mères par le sous-carbonate d'ammoniaque qui provient de la distillation des os ; il se fait de l'hydrochlorate d'ammoniaque et du sous-carbonate de magnésie. On mêle le premier avec la craie, on le sublime, et on retire un nouveau sous-carbonate d'ammoniaque que l'on peut encore traiter par les eaux-mères et employer à la préparation de la magnésie.

Magnésie. Pes. 2,3 : est une poudre blanche, douce au toucher, insoluble dans l'eau ; elle verdit le sirop de violette, et par conséquent est l'anneau qui unit les *terres* aux oxides des métaux de la section suivante, c'est-à-dire aux *terres alcalines*. Elle est difficilement fusible ; cependant elle cède à la chaleur du chalumeau. La magnésie du commerce est le carbonate de magnésie que l'on emploie en médecine comme anti-acide (absorbant) et purgatif.

Chlorure d'oxide de magnésium ou de magnésie.

Si l'on fait arriver un courant de chlore dans la magnésie, on forme un composé ayant l'odeur du chlore employé en Angleterre dans le blanchiment lorsque le chlorure de chaux serait trop actif, et dans la fabrication des toiles peintes, par suite de l'action qu'il exerce sur certaines couleurs.

Sels de Magnésie.

SOUS-CARBONATE DE MAGNÉSIE (comp. éch. syn. 20 magnésie, 22 acide carbonique). Poudre blanche insoluble dont nous avons parlé et que l'on obtient par le quatrième procédé en traitant le sulfate de magnésie par le sous-carbonate de potasse; se trouve aussi dans la nature mais rarement; il sert à préparer la magnésie; on le mêle quelquefois dans la proportion de 30 grains par livre avec la farine pour améliorer le pain.

SULFATE DE MAGNÉSIE (comp. éch. syn. 20 magnésie, 40 acide sulfurique). Sel blanc, amer, cristallisé en aiguilles, contenant environ 40 pour 100 d'eau de cristallisation, indécomposable par la chaleur. On lui donne souvent le nom de sel d'Epsom, de Sedlitz, d'Ægra, parce qu'il existe en grande quantité dans les sources qui portent ces noms. Dans le commerce, on l'extrait des eaux-mères du sel marin; on les concentre; elles donnent d'abord le sel ordinaire, puis le sulfate de magnésie; quelquefois, et surtout en Italie, on prépare le même sel avec des schistes qui contiennent de la magnésie et du sulfure de fer; on les expose à l'air en les arrosant peu à peu; le soufre est brûlé par l'oxigène de l'air et se transforme en acide sulfurique; le fer est également oxidé; mais l'acide formé se porte presque entièrement sur la magnésie; on lave, on décompose le sulfate de fer par la chaux, on filtre et on fait évaporer. Nous verrons que ce procédé est applicable à la fabrication d'un grand nombre de sulfates, lorsque la nature nous offre le sulfure de la base; c'est ainsi que l'on obtient les

sulfates de zinc, de cuivre, de fer, de plomb, etc., en exposant à l'air les sulfures ou pyrites des mêmes métaux. Le sulfate de magnésie est employé en médecine comme purgatif.

Les borate, nitrate, hydrochlorate de magnésie sont sans usage.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de magnésie.

1° Saveur amère plus ou moins marquée.

2° La potasse, la soude, précipitent la magnésie de ses dissolutions, mais elle n'est jamais, comme l'alumine, redissoute par un excès de ces alkalis.

3° L'ammoniaque versée dans un sel de magnésie ne précipite qu'une partie de cette base, se combine avec l'autre et forme un sel ammoniaco-magnésien soluble.

4° Dans les analyses on a quelquefois à décider si un sel est à base de *chaux* ou à base de *magnésie* : on peut résoudre la question par les carbonates *neutres* de potasse ou de soude. L'un de ces sels versé *à froid* dans la solution douteuse donne un précipité blanc dans les sels de chaux et n'en forme aucun dans les sels de magnésie, parce que dans ce dernier cas l'excès d'acide carbonique retient la base en dissolution ; si l'on chauffe, l'acide carbonique en excès se dégage et le précipité se dépose.

MÉTAUX DE LA SECONDE SECTION.

Ces métaux sont au nombre de six : lithium, calcium, strontium, barium, potassium, sodium; les quatre premiers sont admis par une forte analogie. Davy, Clarke, assurent même les avoir obtenus à l'état métallique; mais leurs expériences méritent confirmation. Les oxides que ces métaux forment sont connus sous les noms de *terres alcalines*. Elles saturent les acides, verdissent fortement le sirop de violette, ramènent au bleu la teinture rouge de tournesol. Cette dernière propriété les distingue des *terres* précédemment étu-

diées. Le potassium et le sodium ont été obtenus à l'état métallique ; leurs combinaisons avec l'oxigène forment deux *alcalis*, potasse et soude, qui jouissent des propriétés alcalines à un très haut degré, c'est-à-dire qu'elles bleuissent fortement la teinture rouge de tournesol, et ont une saveur caustique urineuse extrêmement marquée. En général les oxides, silice, alumine, magnésie, lithine, chaux, strontiane, barite, potasse et soude, sont des composés qu'on appelle *bases salifiables alcalines ;* l'alcalinité croît depuis la silice jusqu'à la potasse. Nous examinerons les cinq derniers métaux et leurs composés.

DE LA CHAUX ET DE SES COMPOSÉS.

Chaux. Pes. 2, 3. Cette terre, que H. Davy assure avoir décomposée, serait formée d'oxigène et d'un métal appelé *calcium ;* elle ne se trouve dans la nature que combinée avec les acides. La chaux pure et vive est blanche, caustique, infusible, inaltérable par la chaleur : exposée à l'air, elle en attire l'humidité, se *délite*, s'échauffe et tombe en poussière ; bientôt elle attire l'acide carbonique de l'air et se transforme plus ou moins rapidement en un sel insipide (carbonate de chaux). Le délitement de la chaux vive est bien plus rapide si l'on y verse une petite quantité d'eau ; la masse s'échauffe ; une partie de l'eau se dégage en vapeurs et divise la matière ; on lui donne, dans les arts, lorsqu'elle est refroidie, le nom de *chaux éteinte ;* en chimie, celui d'*hydrate de chaux ;* elle a perdu une partie de sa causticité et ne peut plus solidifier une nouvelle quantité d'eau. La chaux vive est probablement décomposée par la pile voltaïque.

La chaux se prépare en décomposant à l'aide de la chaleur la pierre à chaux ou carbonate de chaux, dans des fours qui ont la forme d'un ellipsoïde lorsque l'on brûle du bois, et celle d'un cône lorsque l'on emploie la houille : l'acide carbonique se dégage et laisse la

chaux à l'état solide. Cette terre ainsi obtenue est préférable pour les constructions, mais elle ne constitue pas la chaux pure du chimiste; celle-ci s'obtient en traitant des écailles d'huîtres par l'acide hydrochlorique; il se forme un hydrochlorate de chaux que l'on précipite par l'ammoniaque et que l'on soumet ensuite à une forte calcination.

Il y a quelques précautions à prendre dans la cuite de la chaux ordinaire. Les règles à suivre varient avec les espèces de pierres soumises à l'expérience : en général cinq litres de charbon de terre suffisent pour en préparer vingt à vingt-cinq de chaux. Les pierres qui sont en même temps magnésiennes exigent moins de feu. Toutes les fois que la pierre calcaire renferme beaucoup de silice et d'alumine, il faut veiller à ce que ce feu ne soit pas trop vif, car cette chaux se vitrifierait facilement. En général il paraît que la présence de l'eau est nécessaire à la calcination ou du moins la rend plus facile; aussi les chaufourniers ont soin d'humecter la pierre qui est extraite de la carrière depuis long-temps.

Lorsque la chaux vive est humectée et pétrie, elle perd son inconsistance et forme avec l'eau une masse cohérente, solide, composée de 76 de chaux et de 24 d'eau. Si on ajoute, pendant qu'elle se solidifie, de l'oxide rouge de fer, elle acquiert plus de dureté et de cohésion, effet qui paraît dû jusqu'à un certain point à l'affinité chimique qui s'exerce de part et d'autre; le composé devient moins soluble. L'hydrate de chaux, c'est-à-dire la pâte formée par la chaux vive et l'eau, doit servir de base aux cimens employés dans toutes les constructions sous l'eau. La chaux qui provient des pierres calcaires impures est préférable pour cet objet; mêlée avec la pouzzolane (lave décomposée, presque entièrement composée d'alumine et d'oxide de fer), elle lie très bien ces sortes d'ouvrages. Le *terrax*, dont on trouve des quantités considérables en Hollande, n'est qu'un basalte analogue à la pouzzolane : une par-

tie de cette substance et deux de chaux éteinte forment, pour ainsi dire, tout le mortier qu'on emploie dans les digues des Provinces-Unies.

Les cimens qui se durcissent et agissent en s'emparant de l'acide carbonique de l'air, ou les cimens communs, sont formés de chaux éteinte et de sable : ils se solidifient d'abord comme les hydrates et se transforment peu à peu en carbonates par le contact de l'air. Tennant a trouvé qu'un mortier de cette espèce avait en trois ans trois mois repris les 63|100 de l'acide carbonique qui neutralise la chaux : la dureté du ciment des anciens édifices vient de ce qu'il est entièrement converti en carbonate. Les pierres à chaux les plus pures sont les plus propres à la fabrication des mortiers de cette espèce ; celles qui contiennent de la magnésie en donnent d'excellens pour bâtir sous l'eau, mais ce mortier agit avec trop peu d'énergie sur l'acide carbonique de l'air pour acquérir une qualité supérieure dans les circonstances ordinaires. Pline nous apprend que les Romains préparaient un an d'avance les meilleurs mortiers dont ils fissent usage, en sorte qu'ils étaient déjà en partie saturés d'acide carbonique au moment où ils étaient mis en œuvre.

La chaux a une multitude d'usages dans les arts : elle sert à enlever l'acide carbonique qui neutralisait la soude et la potasse dans les sous-carbonates de ces bases destinées au blanchiment ou à la fabrication des savons durs et mous, à chauler les grains, à préparer un badigeon, etc., etc.

Chlorure d'oxide de calcium ou de chaux. Ce composé parfaitement pur est une poudre blanche, sèche, ayant l'odeur du chlore et la saveur chaude et urineuse de la chaux : il devrait être formé (éch. synoptique) de 2 atômes de chaux 56, de 2 atômes d'eau 18 et d'un atôme de chlore 36 : mais il paraît impossible de l'amener à ce degré de perfection. Celui que l'on trouve dans le commerce ne contient au plus, sur 100 parties, que 40 à 45 de véritable chlorure de chaux,

l'excédant est de l'hydrochlorate de chaux et de la chaux plus ou moins carbonatée. Ce chlorure mis en dissolution dans l'eau constitue la liqueur *Labaraque* employée comme désinfectant. Cette liqueur était peu usitée si ce n'est dans les fabriques de toiles peintes pour enlever certaines couleurs ; des travaux modernes ont démontré que ce chlorure de chaux remplace le chlore avec avantage ; quelques essais médicaux semblent prouver qu'il s'oppose aux développemens de la gangrène dans un grand nombre d'ulcères de mauvaise nature, et qu'il peut être utile dans quelques affections de poitrine; enfin il est employé maintenant dans le blanchiment des toiles et des papiers, où il remplace le chlore; il possède toute la propriété décolorante de ce gaz sans avoir son action délétère sur la santé des ouvriers.

La richesse d'un chlorure de chaux dépend de son degré de concentration, c'est-à-dire de la quantité de chlore qu'il renferme ; or ce dernier élément décolorant la solution d'indigo dans l'acide sulfurique, on pourra estimer le *titre* d'un chlorure en préparant une solution d'indigo toujours identique, et calculant la quantité de cette dissolution qui sera décolorée par une mesure déterminée de chlorure liquide : tel est le moyen indiqué et mis en pratique par M. Gay-Lussac : le petit appareil nécessaire pour cette estimation porte le nom de *chloromètre*. Le chlorure de chaux s'obtient en faisant arriver un courant de chlore gazeux dans de la chaux en poudre dont on renouvelle la surface autant que possible pendant l'opération.

Sels de Chaux.

Carbonate (sous) de chaux (comp. éch. syn. 28 chaux, 22 acide carbonique). La chaux unie à l'acide carbonique forme des bancs immenses ; le composé porte les noms de *pierre à chaux, de pierres calcaires, de craie, de marbre*, etc., etc. Nous avons vu que l'on en extrait la chaux par la calcination. Le carbonate de chaux paraît être une utile partie constituante des terrains Ce sel

est insoluble dans l'eau, mais peut être dissous par un excès d'acide carbonique.

Phosphate (sous) de chaux (comp. éch. syn. 56 chaux, 28 acide phosphorique). La charpente osseuse des animaux est formée de sous-phosphate et de sous-carbonate de chaux, liés par un gluten animal; la calcination détruit ce gluten; on obtient alors un mélange de sous-carbonate et de sous-phosphate de chaux, que l'on connaît dans le commerce sous le nom d'*os calcinés à blanc;* on dissout dans l'acide nitrique et on verse de l'ammoniaque, le sous-phosphate de chaux se précipite.

Sulfate de chaux (comp. éch. syn. 28 chaux, 40 acide sulfurique). Ce sel a reçu les noms de *pierre à plâtre*, de *gypse*, et se trouve très abondamment dans la nature : il constitue en grande partie les collines des environs de Paris; chacun sait qu'il est employé dans les constructions; il a la propriété de solidifier une assez grande quantité d'eau. On le prépare en le privant, par la calcination, de l'eau qu'il renferme et le tamisant : quelquefois on le mêle avec un dixième de son poids de carbonate de chaux. Pur et *gâché* avec une dissolution de colle-forte il constitue le stuc.

Nitrate de chaux (comp. éch, syn. 28 chaux, 54 acide nitrique). Ce sel existe dans les lieux humides et salpêtrés; nous aurons occasion d'en parler lorsque nous ferons l'histoire du nitrate de potasse. Exposé à une chaleur rouge, il éprouve d'abord la fusion ignée, forme par le refroidissement une matière concrète et demi-transparente qui est phosphorescente, c'est-à-dire qui produit de la lumière dans l'obscurité. On connaît ce composé sous le nom de *phosphore de Baudouin.*

Fluate de chaux. Sel insoluble assez commun; on en extrait l'acide fluorique.

Hydrochlorate de chaux (comp. éch. syn. 28 chaux, 37 acide hydrochl.) Existe dans la nature en dissolution dans les eaux de plusieurs fontaines. Desséché, il

a une telle affinité pour l'eau, que l'on s'en sert pour absorber l'humidité de l'air, des gaz et pour produire des froids artificiels par son mélange avec la glace pilée. Ce sel calciné fortement est, comme nous l'avons dit, un *chlorure de calcium* pour certains chimistes. M. Bussy a annoncé dernièrement qu'il avait obtenu le calcium métallique en traitant le chlorure de calcium par le potassium.

PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES ET RÉACTIFS DES SELS DE CHAUX.

1° La potasse, la soude, l'ammoniaque caustiques ou carbonatées précipitent la chaux de ses dissolutions. Le précipité est blanc, formé de chaux caustique dans le premier cas, de la même base à l'état de carbonate dans le second, mais dans les deux cas il se redissout dans l'acide nitrique.

2° L'oxalate d'ammoniaque forme dans tous les sels de chaux un précipité blanc d'oxalate de chaux soluble dans l'acide nitrique.

DU BARIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Barium : base métallique de la barite dont sir H. Davy a découvert la composition : on l'obtient en pétrissant la barite avec de l'eau, et en mettant un globule de mercure au milieu de cette pâte que l'on place dans un vase de platine sur lequel on fait agir le pôle positif d'une pile voltaïque, tandis que le fil négatif est en contact avec le globule ; il se forme un amalgame de barium dont on dégage le mercure au moyen de la chaleur, et on obtient l'autre métal pour résidu : il est gris foncé et pèse 4 fois autant que l'eau.

Barite. Composé d'oxigène et du métal ci-dessus. Terre alcaline, blanc-grisâtre, très caustique, qui verdit les couleurs bleues végétales, et brunit les couleurs jaunes ; soluble dans vingt fois son poids d'eau froide, et dans dix fois son poids d'eau bouillante. Exposée à l'air elle se délite, s'adoucit, blanchit et augmente environ d'un cinquième de son poids. Si l'on élève la

température, elle absorbe l'oxigène, l'acide carbonique, et passe à l'état de deutoxide et de carbonate; elle se combine avec le phosphore, et le composé (phosphure de barite) décompose l'eau avec beaucoup d'énergie; elle s'unit au soufre par la voie sèche et humide; à l'iode, au chlore, en formant un iodure ou un chlorure de barite : les autres corps simples sont sans action sur elle. La barite peut cristalliser en longs prismes à quatre faces satinées. Elle n'existe dans la nature que combinée avec les acides; pour l'obtenir pure on traite le sulfate de barite par le charbon : on le transforme en sulfure que l'on dissout dans l'eau, et que l'on convertit en nitrate par une dose convenable d'acide nitrique; on filtre, le nitrate cristallisé et calciné donne la barite pure.

Le deutoxide de barium est un produit de l'art. Il est sans usage.

Sels de Barite.

Sulfate de barite (comp. éch. syn. 78 barite, 40 acide sulfurique). Ce sel, que l'on trouve souvent dans la nature, soit cristallisé, soit en rognons, s'appelle quelquefois *spath pesant;* ce dernier nom s'applique cependant à deux minéraux de nature différente : le premier, appelé plus particulièrement *barite rhomboïdale,* est un carbonate; le second, nommé *barite prismatique*, est un sulfate de barite mêlé à quelques substances étrangères. Le sulfate de barite est insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air; il sert pour préparer la barite; en Angleterre il est employé comme fondant dans les fonderies de cuivre. La *pierre de Bologne*, ou *phosphore de Bologne*, est un sulfate de barite qui jouit d'une propriété singulière; cette pierre, portée à l'ébullition, tombe en poudre et forme avec du mucilage une pâte que l'on dessèche en l'exposant dans une enveloppe de charbon à la chaleur d'un fourneau à vent : cette pâte, après quelques instans d'exposition au so-

leil, émet assez de lumière pour rendre visibles, au milieu de l'obscurité, les caractères tracés.

Hydrochlorate de barite, nitrate de barite (comp. éch. syn. 78 bar., 37 ac. hyd. et 54 acid. nit.). Ces deux sels ne se trouvent pas dans la nature; on peut les préparer directement, ou traiter le carbonate de barite par les acides hydrochlorique et nitrique, ou enfin décomposer le sulfure de barium dissous dans l'eau par les mêmes acides. Les deux sels cristallisent facilement; on les emploie dans les laboratoires comme réactifs. Ces sels sont des poisons violens.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de barite.

1° La potasse, la soude, l'ammoniaque, versées dans une dissolution d'un sel de barite, donnent un précipité blanc.

2° L'acide sulfurique et les sulfates solubles donnent un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique.

3° Un sel de barite soluble mêlé à l'alcool, à l'éther, donne à ces liquides la propriété de brûler avec une flamme jaune-pâle, surtout vers la fin de la combustion.

DU STRONTIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Strontium : est la base métallique de la strontiane. Le procédé que suivit Davy pour réduire cet oxide est le même que celui mis en usage pour obtenir le barium. Suivant le même chimiste, le strontium a les propriétés extérieures du barium, et s'il est exposé à l'air il perd promptement son caractère métallique.

Strontiane. Union de l'oxigène avec le strontium. Terre alcaline dont les propriétés sont analogues à celles qui distinguent la barite. On supposait même primitivement que ces deux corps étaient identiques. La strontiane exige 160 parties d'eau froide pour se dissoudre, mais elle demande beaucoup moins d'eau bouillante, et par le refroidissement elle cristallise en feuilles minces, transparentes et quadrangulaires, gé-

néralement parallélogrammiques, et qui excèdent rarement 5/4 de pouce de longueur. On l'extrait du carbonate et du sulfate de strontiane par le procédé développé à l'article *Barite*. Cette terre se comporte avec les combustibles non métalliques comme la barite.

Sels de Strontiane.

Carbonate et sulfate de strontiane. (Comp. éch. syn. 52 strontiane, 22 acide carbonique ou 40 acide sulfurique.) On trouve dans la nature deux espèces de spath pesant, appelées *barite biprismatique*, ou *strontianite*, et *barite axifrangible* ou *célestine* : le premier est un carbonate et le second un sulfate de strontiane; ces deux sels sont insolubles dans l'eau, le dernier s'emploie pour préparer la strontiane.

Hydrochlorate et nitrate de strontiane. (Comp. éch. syn. 52 strontiane, 37 acide hydrochlorique, ou 54 acide nitrique.) Ces deux sels ne se trouvent pas dans la nature; ils se préparent comme l'hydrochlorate ou le nitrate de barite, et ils sont employés comme réactifs.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de strontiane.

1° Ces sels se comportent avec les réactifs comme les sels de barite.

2° Un sel soluble de strontiane mêlé à l'alcool, à l'éther, etc., etc., donne à ces liquides la propriété de brûler avec une flamme rouge.

DU POTASSIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Potassium : est la base métallique de la potasse. La découverte de ce métal appartient aux modernes, et forme un des plus beaux titres de Davy à l'admiration des savans. Ce métal est plus léger que l'eau ; fusible à 58°, volatil un peu au-dessous du rouge. Fraichement coupé, il a le brillant de l'argent, mais se

ternit rapidement en absorbant l'oxigène de l'air à la température ordinaire ; et si le contact est prolongé, il peut se transformer complètement en potasse ; aussi le conserve-t-on dans l'huile de naphte. Lorsqu'il est projeté sur l'eau, il surnage le liquide, court en donnant une belle flamme purpurine, disparaît bientôt, et si l'on goûte l'eau, elle a acquis la saveur urineuse de la potasse : on doit donc en conclure que le liquide est décomposé, et que l'oxigène s'unit au potassium en développant une chaleur suffisante pour enflammer l'hydrogène dégagé. Le potassium fut découvert, comme nous l'avons dit, par Davy : ce chimiste l'obtint en plaçant l'hydrate de potasse entre deux disques de platine qui communiquaient aux pôles d'une forte batterie galvanique ; l'alcali entra en fusion, l'oxigène fut dégagé, et des globules métalliques parurent à l'extrémité du fil négatif. MM. Gay-Lussac et Thénard donnèrent ensuite un procédé plus simple, moins dispendieux, et que l'on suit actuellement. Un canon courbé en S horizontale et traversant un fourneau, contient de la limaille de fer décapé, dans sa partie moyenne, et de la potasse pure dans sa partie antérieure : on chauffe fortement ; lorsque la tournure de fer est élevée à une très haute température, quelques charbons placés sous la potasse font couler cette dernière sur le fer ; l'alcali se décompose, le fer est oxidé, et le potassium est reçu dans un récipient approprié. Cette préparation, très simple en apparence, exige une grande habileté pratique.

Le bore, le carbone, l'azote, sont sans action sur le potassium. L'hydrogène, le phosphore, le soufre, l'iode, le chlore, le brôme, forment avec ce métal des composés peu intéressans.

Ce métal décompose : 1° les oxacides, en s'emparant de leur oxigène ; 2° les hydracides, c'est-à-dire les acides hydrochlorique, hydrosulfurique, hydriodique, hydrobrômique, en formant avec leurs bases des chlorures, sulfures, iodures, brômures ; il s'oxide aussi à

une haute température aux dépens des oxides de carbone, de phosphore et d'azote.

Potasse ou deutoxide de potassium. Combinaison de l'oxigène avec le métal précédent. Cette substance pure est blanche, demi-transparente, fusible, et possède une saveur caustique urineuse très marquée. Il est impossible de l'obtenir entièrement privée d'eau; aussi a-t-elle reçu le nom d'*hydrate de potasse;* celle que l'on connaît dans le commerce sous le nom de potasse, est un véritable sous-carbonate de potasse impur, dont l'histoire sera tracée plus bas, et duquel le chimiste retire la potasse caustique. On dissout à cet effet la potasse du commerce dans l'eau, et on soumet la liqueur à l'ébullition, en y ajoutant de la chaux vive: il se forme du carbonate de chaux insoluble, et la liqueur surnageante est une solution de potasse caustique. Lorsque cette solution ne précipite plus par un sel soluble de chaux, ou par l'eau de chaux, on décante, on évapore presqu'à siccité; et lorsque la liqueur est en fusion tranquille huileuse, on la coule sur une pierre ou dans une lingotière; elle se prend par le refroidissement en plaques ou en cylindres plus ou moins blancs, que les médecins connaissent sous le nom de *pierre à cautère:* il est évident que cette substance n'est pas l'alcali caustique pur, car la chaux décarbonate la potasse du commerce, mais ne peut décomposer les sels étrangers que contient cette dernière. Lorsque le chimiste désire obtenir la potasse caustique parfaitement pure, il dissout la pierre à cautère dans l'alcool: ce véhicule est sans action sur les sels étrangers; on décante dans des flacons, on laisse déposer vingt-quatre heures, on distille l'alcool, et lorsqu'on a retiré ainsi les trois-quarts à peu près de ce dissolvant, on évapore la solution alcoolique à siccité, et on coule la matière en fusion dans une bassine d'argent ou dans une lingotière pour lui donner la forme de cylindres. Ce résidu constitue la *potasse à l'alcool*, que l'on conserve dans des flacons bouchés à l'émeri. Cette

substance ainsi purifiée est un réactif précieux dans les analyses, mais à l'état de potasse caustique impure, elle est d'un grand usage, on la mêle aux corps gras pour former des savons mous.

L'hydrogène, le bore, l'azote, n'exercent aucune action sur la potasse; le phosphore, l'iode, le brôme, agissent sur elle en s'y unissant ou chassant son oxigène; l'air la transforme en carbonate.

Chlorure de potasse ou d'oxide de potassium. Le chlore réagit sur la potasse et forme ce que l'on connaît dans le commerce sous le nom d'*eau de javelle* : on obtient ce composé en faisant passer du chlore gazeux dans une solution de potasse ordinaire; le gaz est absorbé, et le liquide acquiert les propriétés du chlore en conservant en partie celle de la potasse : on estime la force de l'eau de javelle par un procédé semblable à celui dont on fait usage pour reconnaître la richesse du chlorure de chaux. La table suivante indique les divers degrés que marque à l'aréomètre de Baumé l'eau de javelle du commerce.

Eau de javelle forte du commerce.				18°
32	d'eau de javelle	8	d'eau	14
32	—	10	—	13 3
32	—	12	—	12 6
32	—	14	—	12 2
32	—	16	—	11 9
32	—	24	—	11 3
32	—	32	—	8 8
32	—	40	—	7 9
32	—	48	—	7
32	—	56	—	6 2
32	—	64	—	5 5

Sulfure de potasse. Si on traite à la chaleur un mélange à parties égales de fleurs de soufre et de potasse pure ou carbonatée, la matière se fond, présente la couleur du foie, peut se couler, et se prend par le réfroidissement en une masse pierreuse verdâtre, d'une

odeur d'œufs pourris caractéristique. Ce composé, qui est soluble dans l'eau, est connu en médecine sous le nom de *foie de soufre*, et est employé avec succès dans le traitement des maladies cutanées.

Sels de Potasse.

Carbonate de potasse. Il existe deux composés d'acide carbonique et de potasse : le premier, ou *sous-carbonate*, s'obtient en dissolvant la potasse du commerce, filtrant, faisant évaporer et cristalliser ; le deuxième est un carbonate neutre que l'on prépare artificiellement en faisant arriver jusqu'à saturation un courant d'acide carbonique dans une solution de sous-carbonate, il constitue alors un réactif employé dans les analyses, et son histoire est peu importante : je m'occuperai particulièrement du sous-carbonate impur, ou de la potasse du commerce.

Potasse du commerce. On distingue plusieurs espèces de potasse : telles sont les potasses d'*Amérique*, de *Dantzick*, de *Trèves*, de *Cologne*, *Perlasse*, etc., etc. Toutes s'obtiennent en brûlant les végétaux, surtout les herbes ; recueillant leurs cendres, lessivant et évaporant à siccité : le résidu constitue la potasse ordinaire. Lorsque l'on désire savoir si une plante contient de la potasse, on la brûle et on examine si le lavage des cendres verdit les couleurs bleues végétales. On estime les quantités de potasse données par les divers végétaux en réduisant en cendres des poids égaux de ceux-ci, en lavant, filtrant et évaporant à siccité : le rapport des poids de sel obtenu indique à peu près les quantités cherchées ; la même méthode sert à déterminer la valeur des plantes marines (celles-ci donnent la soude) avec une exactitude suffisante pour les besoins du commerce. Les herbes donnent en général quatre ou cinq, et les arbrisseaux deux ou trois fois autant de potasse que les arbres : les feuilles en donnent plus que les branches et celles-ci

plus que le tronc. Les végétaux brûlés verts sont plus productifs que lorsqu'ils sont brûlés secs.

Le résidu de l'évaporation des eaux de lavage n'est pas de la potasse carbonatée pure : il renferme divers sels étrangers, et il importe au commerçant de connaître le poids d'alcali réel qui entre dans la masse dont il fait l'acquisition : on y parvient facilement en traitant une partie par l'eau, en filtrant et en notant la quantité d'acide sulfurique qu'exige la liqueur pour la neutralisation. Nous verrons plus bas que 40 d'acide sulfurique neutralisent 48 de potasse ; conséquemment je suppose qu'après avoir traité par l'eau 100 grammes de la potasse à essayer, la liqueur obtenue exige 30 grammes d'acide sulfurique, on en concluera qu'elle renferme 36 de potasse caustique, et par conséquent 52 de sous-carbonate de potasse : cette estimation se fait rapidement au moyen de l'*alcalimètre* de Deseroisilles.

Les chimistes préparent un sous-carbonate de potasse pur, en projetant dans une bassine de fer rougie au feu un mélange de tartre pur (tartrate acidule de potasse) et de nitre ; ce dernier brûle l'acide tartarique, et le résidu constitue la potasse qu'ils emploient dans leurs préparations. Si au lieu d'employer un mélange de tartre pur et de nitre, on se contente de calciner du tartre brut ou même de la lie de vin desséchée, on obtient un produit contenant depuis 25 jusqu'à 60 parties de carbonate de potasse : ce produit est connu dans le commerce sous le nom de *cendres gravelées*.

Sulfate de potasse (comp. éch. syn. 48 potasse, 40 acide sulfurique). Sel polychreste de Glazer, sel de duobus : sel blanc, sous forme de petits cristaux ordinairement octaédriques. Les pharmaciens en font usage pour s'opposer à la volatilisation de l'acide acétique dans les flacons contenant ce que l'on appelle vulgairement *sel de vinaigre* : sa saveur est amère, on le prépare directement, ou en traitant le nitre (nitrate de potasse) par l'acide sulfurique. Ce sel se trouve aussi

dans les végétaux ligneux et n'est guère employé qu'en médecine, comme laxatif.

Sulfate de potasse et d'alumine, appelé ordinairement *alun* : ce sel est blanc, transparent, soluble, d'une saveur acide astringente analogue à celle de l'encre. Il est de la plus grande importance dans les manufactures, il sert alors à former l'acétate d'alumine dont on fait des consommations énormes en teinture comme *mordant;* il est employé lui-même de la même manière, et a beaucoup d'autres usages dans les arts.

Selon Berzelius, l'alun est formé d'acide sulfurique 34,33, d'alumine 10,86, de potasse 9,81, d'eau 45. On ne le trouve qu'en petite quantité à l'état natif, il est alors mêlé à des matières étrangères; aussi peut-on dire que ce sel est presque toujours factice, puisqu'on l'extrait de divers minerais appelés *mines d'alun*, tels que l'argile sulfurée qui constitue la plupart de ces mines, et notamment celle de la Tolfa près de *Civita-Vecchia* en Italie; cette terre est blanche, compacte et aussi dure que l'argile séchée, d'où lui est venu le nom de *Petra aluminaris;* elle est fade, farineuse; c'est la plus riche de toutes les mines d'alun. Ces minerais ne diffèrent entre eux que par la proportion de leurs principes, qui sont des sulfures de fer, de chaux, d'alumine et de magnésie; on concasse ordinairement ces minerais; lorsque leur agrégation est trop forte, on leur fait subir un grillage en les arrosant de temps en temps; l'oxigène de l'air et de l'eau décomposée font passer le soufre à l'état d'acide sulfurique qui se porte presque en entier sur l'alumine; l'oxide de fer au contraire se suroxide et se sépare du soufre auquel il était combiné. Les schistes brisés sont alors traités par l'eau, qui ne dissout ni le sulfate de chaux, ni l'oxide de fer : on concentre la dissolution, on fait cristalliser, on dissout les cristaux dans de l'eau pure, on ajoute de la potasse ou de l'ammoniaque, et on fait cristalliser de nouveau le sel double.

On fait aussi de l'alun de toutes pièces dans les pays

qui ne possèdent pas les minerais nécessaires à cette fabrication : la méthode la plus généralement suivie aujourd'hui est de calciner dans des fours à réverbère une argile exempte autant que possible de fer et de chaux ; on réduit ensuite cette argile desséchée en poudre au moyen d'une meule verticale ; on tamise, puis on mêle 100 parties de cette poudre avec 45 d'acide sulfurique à 45° de Baumé : on remue le mélange, et après quelques jours on laisse la combinaison se faire ; on lessive ensuite, on évapore et on procède au *brévetage* par le sulfate d'ammoniaque ou de potasse ; puis on obtient par le refroidissement des cristaux d'alun, dont le poids est triple de celui de l'acide employé ; on les purifie par la dissolution dans la plus petite quantité d'eau bouillante possible. Le résidu peut être lavé à grande eau, parce que cette eau sert ensuite à d'autres lessivages. L'eau-mère qui contient encore de l'alun et du sulfate de fer au maximum d'oxidation est excellente pour la fabrication du bleu de Prusse : et même cette méthode de faire l'alun est spécialement avantageuse aux fabricans de ce produit, attendu qu'ils peuvent calciner l'argile pendant qu'ils dessèchent leurs matières animales, qu'ils ne sont pas obligés, dans ce cas, d'ajouter de la potasse, et que la présence du fer, loin d'être nuisible, est favorable : s'ils veulent fabriquer de l'alun pour le commerce, ils peuvent faire usage, pour dissoudre la combinaison d'alumine et d'acide sulfurique, au lieu d'eau, des dissolutions de sulfate de potasse que leur donne le lavage du bleu de Prusse. Nous avons vu que l'acide nitrique, ou eau-forte, se prépare en traitant par la chaleur une pâte d'argile et de sel de nitre; conséquemment les résidus obtenus par les distillateurs d'eau-forte sont susceptibles de former facilement de l'alun ; ils contiennent la proportion requise de potasse et d'alumine, ils n'ont besoin que d'être pulvérisés, arrosés avec de l'acide sulfurique et lessivés. Les eaux-mères de ces aluns sont aussi employées avec avantage dans la fabrication du

bleu de Prusse ; mais comme ces résidus contiennent un excès de potasse, il convient d'y ajouter le huitième de leur poids d'argile calcinée.

L'alun a plusieurs usages : il donne de la dureté au suif, il rend les bois qu'il pénètre moins combustibles et produit le même effet sur le papier ; aussi celui qui sert à enfermer la poudre en est-il ordinairement imprégné ; le tannage et surtout la teinture, où il sert de mordant, en consomment des quantités considérables. Les *pyrophores* sont des corps inflammables à l'air, que l'on obtient en calcinant l'alun avec des matières végétales ; on se procure un matras revêtu d'un enduit de terre grasse, puis on dessèche l'alun et on y mêle de la farine ou du sucre, etc. ; en calcinant jusqu'à un certain terme, on retrouve un mastic qui s'enflamme à l'air, surtout si on excite l'inflammation par l'humidité de l'haleine.

Chlorate de potasse. Si l'on fait passer un courant de chlore dans une solution de potasse, les premières parties de gaz s'unissent à l'alcali et forment, avons-nous dit, le *chlorure de potasse* connu sous le nom d'eau de javelle : si le courant continue, le chlore s'unit au potassium, forme un chlorure de potassium, et l'oxigène dégagé s'unit au chlore qui arrive, forme de l'acide chlorique et par suite du chlorate de potasse, qui étant peu soluble, se précipite en lames micacées que l'on peut purifier par une deuxième cristallisation. Ce sel est blanc, sa saveur est fraîche, acerbe et ses propriétés singulières en font un objet de curiosité ; mêlé au soufre ou au charbon, ou à d'autres matières combustibles et trituré dans un mortier, il détonne avec un bruit analogue à celui d'un coup de fouet. Bertholet avait proposé de l'employer pour fabriquer la poudre ordinaire, mais la facilité avec laquelle il fait explosion au moindre frottement rendrait son usage trop dangereux. On avait utilisé cette propriété pour la fabrication des poudres fulminantes ou amorces de fusil ; la plus ordinairement employée se composait

de salpètre, de soufre, de charbon de bourdaine, de lycopode et de chlorate de potasse ; mais aujourd'hui on fait usage du fulminate de mercure (voyez ce Métal).

Les briquets oxigénés sont fondés sur la propriété que le chlorate de potasse possède de s'enflammer lorsqu'il est en contact avec l'acide sulfurique : on imprègne une allumette d'un mélange d'une partie de soufre et de deux de chlorate de potasse : la pâte est faite au moyen de la gomme adragante, et colorée ordinairement avec du cinabre. Cette allumette s'enflamme lorsqu'elle est trempée dans un flacon qui contient de l'acide sulfurique. Le chlorate de potasse sert dans les laboratoires pour obtenir de l'oxigène parfaitement pur ; il suffit de chauffer ce sel dans une petite cornue de verre et de recevoir le gaz sous la cloche dans la cuve pneumatique.

Si dans la préparation du chlorate de potasse on remplace la potasse par la barite, on obtient un chlorate de barite qui, dissous dans l'eau et traité par l'acide sulfurique, précipite le sulfate de barite tandis que la liqueur est l'acide chlorique pur.

Nitrate de potasse (comp. éch. syn. 48 potasse, 54 acide nitrique), que l'on appelle aussi *sel de nitre, salpêtre,* est un sel blanc cristallisé en prismes à six faces et à sommet dièdre, d'une saveur fraîche et piquante ; exposé à l'air humide il devient déliquescent ; il est soluble dans l'eau et beaucoup plus à chaud qu'à froid, susceptible de fuser sur les charbons ardens, de fondre à la chaleur dans son eau de cristallisation et de pouvoir alors être coulé en une masse pierreuse blanche opaque que les pharmaciens nomment *cristal minéral* ou *sel de Prunelle.*

Le sel de nitre existe tout formé et en grande quantité dans la nature, dans les Indes Orientales, en Espagne et dans le royaume de Naples : mais le nitrate de chaux auquel il est mêlé est encore plus abondant. Le nitre se trouve en France dans les débris des vieux bâtimens, sur les murs des lieux inhabités ou qui abon-

dent en vapeurs animales, tels que les tueries, les ruines, etc. Pour purifier le salpêtre on réduit en poudre grossière les terres ou plâtres, on les place sur une couche de paille dans des tonneaux posés debout et percés à leur base d'un trou garni d'un robinet; on verse de l'eau; après un contact de plusieurs heures on fait écouler les lessives et on renouvelle les eaux. On sépare les lessives selon leur force. On procède ensuite à la *saturation* qui a pour objet de transformer en salpêtre les nitrates de chaux et de magnésie mêlés au nitrate de potasse. Cette saturation s'opère en versant du sous-carbonate de potasse dans les eaux jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de précipité: les nitrates de chaux et de magnésie transformés en sous-carbonates des mêmes bases se précipitent, et la chaux de l'hydrochlorate de chaux se transforme en hydrochlorate de potasse et reste en dissolution dans la liqueur. On laisse alors reposer la liqueur pour qu'elle se clarifie, on décante et on concentre par l'ébullition; on enlève les écumes et le précipité avec des écumoires, et on arrête le feu lorsque le liquide marque 15° à l'aréomètre. On laisse encore reposer, puis on décante dans des baquets où la cristallisation s'opère. Ce salpêtre est ensuite raffiné par des dissolutions et cristallisations successives.

A défaut de formation naturelle on établit quelquefois des *nitrières artificielles*; elles sont formées par des murs bâtis à cet effet et où l'on réunit les conditions nécessaires pour la formation du nitre, c'est-à-dire de la chaux, une matière animale et la présence de l'air. Ces murs sont ensuite détruits, et les platres battus, brisés, soumis aux lavages à l'eau bouillante, donnent le nitrate de chaux que l'on décompose par la potasse. Ces nitrières sont peu employées en France.

Le nitre active la combustion des substances inflammables; trois parties de nitre, deux de sous-carbonate de potasse et une de soufre mêlées ensemble dans un

mortier, forment une poudre fulminante; si on en place une petite quantité sur une pelle et que l'on expose le mélange à la chaleur jusqu'à la fusion, il y a détonation. Trois parties de nitre, une de soufre et une de sciure de bois, constituent la poudre de fusion; si on dispose du cuivre couvert de cette poudre dans une coquille de noix, et si on y met le feu, il y a détonation et fusion du métal qui passe à l'état de sulfure sans que la coquille soit attaquée. Les acides borique, phosphorique, la silice, l'alumine et la barite, décomposent le nitre à une haute température, s'unissent à sa base et dégagent l'acide nitrique en partie décomposé; l'effet a lieu pour l'alumine même lorsqu'elle est en poterie; aussi les creusets sont facilement perforés par le nitre que l'on y calcine. Les usages du nitre sont nombreux : il entre dans la composition des flux et est employé en métallurgie; il sert dans la fabrication de l'acide sulfurique, dans la teinture, pour faire des mélanges frigorifiques; la médecine l'administre comme diurétique, mais on peut dire que presque tout le nitre est employé à faire de la poudre à tirer.

La poudre. Ce composé est un mélange intime de nitre pur, de soufre sublimé et de charbon : ce dernier doit être léger, sonore et bien carbonisé; le meilleur est celui qu'on obtient par la carbonisation du bois dans les cornues ou cylindres de fer : on choisit de préférence pour le faire les jeunes branches de bourdaine, de tilleul ou de peuplier. Les proportions à suivre dans cette fabrication varient avec le but même que l'on se propose; on distingue les poudres de guerre, de chasse, de mine.

	De guerre.	De chasse.	De mine.
Salpêtre	75.	78.	65.
Charbon	12,5.	12.	15.
Soufre	12,5.	10.	20.

La confection de la poudre comporte cinq opérations distinctes : 1° réduction des substances en poudre et mé-

lange ; 2° battage ; 3° grenage ; 4° séchage ; 5° lissage : cette dernière n'a lieu que pour la poudre de chasse ; je renvoie d'ailleurs pour les détails de ces opérations au traité spécial de MM. Botté et Riffault.

Bertholet a reconnu que les produits élastiques de la détonation de la poudre étaient composés de deux parties d'azote, d'une d'acide carbonique, et d'un peu d'acide hydrosulfurique : la formation et l'expansion soudaine de ces gaz expliquent les effets que produit la poudre.

La potasse peut donner plusieurs autres sels, tels que phosphate, hydrochlorate, hydriodate, etc., etc. Tous ces composés peuvent se préparer, en traitant le carbonate de potasse par l'acide et faisant cristalliser ; ils sont d'ailleurs sans usage.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de potasse. Nous avons vu dans l'examen des sels que ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque étaient les seuls qui ne fussent point précipités par les sous-carbonates de soude et d'ammoniaque. Conséquemment il suffit de donner les caractères qui distinguent les els de potasse de ceux de soude ou d'ammoniaque :

1° Les sels de potasse sont moins solubles que ceux de soude,

2° Précipitent en orangé par l'hydrochlorate de platine,

3° Donnent après un-quart d'heure un précipité blanc cristallin, lorsqu'on y verse un excès d'acide tartarique liquide.

DU SODIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Sodium. Métal de la soude ; s'extrait de cette dernière substance par le procédé indiqué pour isoler le métal précédent dont il a presque toutes les propriétés ; cependant, si on le met sur l'eau il n'y a pas inflammation, le sodium produit une vive effervescence, fond, absorbe l'oxigène de l'eau, dégage l'hy-

drogène et le liquide devient alcalin. Ce métal s'unit au chlore, au soufre, au phosphore; il s'allie au potassium, et donne un composé fluide à une assez basse température.

Soude. (éch. syn 24 sod., 8 oxig.). Produit formé par l'union de l'oxigène avec le métal précédent : ce composé a des propriétés analogues à celles de la potasse; mais il n'est pas déliquescent, et même s'effleurit à l'air. On l'obtient on traitant le sous-carbonate de soude par la chaux, séparant le précipité, évaporant la liqueur à siccité, et faisant fondre le résidu : cette soude, lorsqu'elle est liquide, c'est-à-dire avant son évaporation, porte le nom *de lessive caustique des savonniers*, et s'emploie effectivement pour la fabrication des savons (voyez chimie végétale) : elle n'est pas assez pure pour le chimiste; ce dernier dissout la soude caustique dans l'alcool, et opère comme nous l'avons dit à l'article *potasse*.

Sels de Soude.

Carbonate de soude. On distingue deux carbonates : le premier *carbonate neutre de soude* (éch. syn. 44 acid. carb., 32 soud.) s'obtient en traitant le sous-carbonate dont nous parlerons ci-après par un courant d'acide carbonique jusqu'à ce qu'il n'y ait plus absorption; le second *sous-carbonate de soude* (éch. syn. 22 acid. carb., 32 soud.) se prépare en dissolvant la soude du commerce, faisant évaporer et cristalliser; on le trouve tout formé dans la nature sous le nom de *natron*, dans quelques lacs près d'Alexandrie, en Égypte : nous traiterons particulièrement ici du sous-carbonate de soude impur ou soude du commerce.

Soude du commerce. Ce composé appelé *barille*, se prépare en brûlant le *salsola soda* et autres plantes marines : au lieu de cendres on obtient une masse dure noirâtre, sur laquelle se forment des efflorescences blanchâtres, et qui contient de vingt-cinq à quarante-

deux parties sur cent de sous-carbonate réel. Ce procédé fut long-temps le seul connu, et la France était tributaire de l'Espagne qui lui fournissait des quantités considérables de soude nommée *soude d'Alicante*. MM. Aufry et Darcet nous ont affranchis de ce tribut, en donnant les moyens d'extraire la soude du sel marin : ce procédé exécuté en grand dans les environs de Marseille donne la soude que l'on appelle artificielle.

Ces soudes se préparent en décomposant le sel marin (hydrochlorate de soude) par l'acide sulfurique. Le sulfate de soude obtenu est calciné et mêlé à la craie et au charbon ; le mélange est soumis à l'action du feu. Le dosage généralement employé est sulfate de soude 100, craie 100, charbon 60 : moins de la seconde de ces substances ou plus de la troisième, comme aussi un coup de feu trop faible rendent la soude mauvaise et propre seulement à donner des lessives hydrosulfurées. Si on cherche à corriger ces effets en prolongeant la calcination, le produit est dur, spongieux, très dense, difficile à pulvériser ou à dissoudre. La théorie chimique de ces opérations est facile à expliquer : le sulfate de soude est transformé en sulfure par l'action du charbon ; ce sulfure et le carbonate de chaux se décomposent mutuellement et forment du sous-carbonate de soude et du sulfure de chaux. Les soudes artificielles sont donc composées de craie, de charbon, de sulfure de chaux et de carbonate de soude. Le lessivage doit s'en faire à froid pour ne pas dissoudre le sulfure de chaux.

Borate de soude. Ce sel purifié est blanc, opalin, de cassure grasse, légèrement efflorescent ; il affecte la forme de prisme à six pans terminés en pyramides à trois ou six faces ; sa saveur est urineuse et styptique, il verdit le sirop de violettes. Exposé à la chaleur, il se gonfle, bout, perd son eau de cristallisation, et se convertit en une masse poreuse blanche, opaque, nommée communément *borax calciné* : porté à une plus haute température, il éprouve une fusion tran-

quille, et donne une substance vitrée de couleur jaune qui est soluble dans l'eau et s'effleurit à l'air. Ce sel se trouve dans la nature mêlé à des substances étrangères, à des borates de chaux et de magnésie; on le nomme alors *tinkal*: les commerçans l'appellent *borax* lorsqu'il est raffiné. Il ne paraît pas que le borax fût connu des anciens: on le trouve au Thibet, dans le Levant et dans l'Amérique méridionale. Les Vénitiens et les Hollandais ont tenu long-temps cachée la manière de le purifier. Chaptal a trouvé, après avoir fait des expériences en grand, que le moyen le plus simple est de le faire bouillir long-temps dans l'eau avec une addition de 12 p. 100 de sous-carbonate de soude.

L'acide borique découvert en Italie à l'état natif permet aujourd'hui de préparer directement le borate de soude par l'union de l'acide naturel avec cet alcali, union qui s'opère en versant peu à peu l'acide dans une dissolution bouillante de sous-carbonate de soude.

On emploie le borax comme un excellent flux dans les opérations docimastiques: il entre dans la composition des flux réductifs, et la variation de couleur qu'il offre à son contact avec les minerais le rend très utile dans les analyses au chalumeau.

Le fer, au maximum d'oxidation, donne en général une teinte jaune.
Le fer, au minimum d'oxidation. . . . . vert bouteille.
Le cobalt. . . . . violacée.
Le chrôme. . . . . vert émeraude.
Le manganèse. . . . . violette.
Le cuivre. . . . . vert clair.
Les oxides blancs. . . . . jaune.

Le borax est employé avec avantage dans les manufactures de verre; lorsque la fusion tourne mal, un peu de borax la rétablit. Il est plus spécialement employé pour souder; il favorise la fusion de la soudure,

la fait couler, tient la surface des pièces dans un état de mollesse et de propreté qui facilite l'opération. Il entre dans la composition des divers émaux, verres colorés et cristaux blancs, dont il paraît faciliter la fusion et augmenter l'homogénéité. On l'emploie aussi pour faire les *couvertes* ou vernis que l'on met sur les faïences et porcelaines. Il sert en teinture : enfin c'est un réactif utile pour absorber les gaz acide hydrochlorique et sulfureux dans quelques analyses de gaz.

Phosphate de soude (éch. syn. 36 acide phosphorique, 32 soude). Sel blanc, d'une saveur légèrement amère, verdissant le sirop de violettes, efflorescent : on le prépare au moyen du phosphate de chaux, ce sel traité par l'acide sulfurique donne un sulfate de chaux insoluble et un phosphate acide de chaux soluble ; on filtre, et la liqueur mêlée à la dissolution de carbonate de soude laisse précipiter du phosphate calcaire, on décante ; le liquide évaporé cristallise et donne le phosphate de soude : les eaux-mères doivent être tenues à un léger degré d'alcalinité. Ce sel est employé dans les laboratoires comme réactif, et en médecine comme purgatif.

Sulfate de soude (éch. syn. 40 acide sulfurique, 32 soude). Appelé aussi *sel de Glauber;* sel blanc cristallisé en prismes quadrilatères alongés, d'une saveur amère, s'obtient en traitant le sel marin par l'acide sulfurique ; l'acide hydrochlorique se dégage en vapeurs et le résidu est un sulfate acide de soude que l'on neutralise et que l'on fait cristalliser ; se trouve aussi dans la nature ; est employé en médecine comme purgatif.

Hydrochlorate de soude (éch. syn. 37 acide hydrochlorique, 32 soude). Ce sel appelé aussi *sel commun,* est d'un grand usage dans l'économie domestique. Il cristallise en cubes groupés de différentes manières et formant assez souvent des pyramides quadrangulaires creuses, décrépite au feu, se fond et finit par se volatiliser à une très haute tempé-

rature sous forme de vapeurs blanches et sans se décomposer; il a une saveur franche et salée. Pur il n'est pas déliquescent.

On distingue deux espèces de sel commun : le premier obtenu par l'évaporation des eaux salées s'appelle *sel marin;* le deuxième, que l'on trouve en grandes masses ou en roches au-dessous de la surface de la terre porte le nom de *sel gemme* ou *sel en roches.* Ce dernier, lorsqu'il est pur et transparent, s'emploie tel qu'il se trouve; s'il contient quelque impureté on le purifie. Ce sel se retire comme les métaux des entrailles de la terre : il forme des couches immenses dans quelques pays ; on l'extrait des fameuses mines de sel près Boehnia et Wieliczka en Pologne, depuis le milieu du treizième siècle, et par conséquent au-delà de cinq cents ans, en quantités telles qu'il s'en fait quelquefois des livraisons de 20,000,000 de kilog. : cinq cents ouvriers sont continuellement occupés dans ces mines, qu'on dit avoir plusieurs centaines de mètres de profondeur. Quoique les mines de Wieliczka près de Cracovie en Pologne soient depuis long-temps un sujet d'étonnement pour le philosophe et le voyageur, il est cependant à remarquer que la quantité de sel que l'on retire de celles de Northwich est de beaucoup supérieure à leur produit : l'évêque de Llandaff rapporte qu'un seul puits dans lequel il descendit fournit 4,000,000 kilog. de sel par an. Ce dernier n'est jamais employé comme assaisonnement dans son état brut, ainsi que cela a lieu pour le sel en roche de Pologne; on le purifie par le lavage. Outre les mines dont nous venons de parler, il existe à Cardona, en Catalogne, une montagne de 120 à 150 mètres de hauteur, sur une lieue de circuit, et dont la profondeur n'est pas connue : le sel n'y est mélangé d'aucunes matières étrangères. La France n'aura plus rien à envier à ses voisins ; on a découvert à Vic une mine de sel, dont la profondeur n'est pas connue, mais dont les produits paraissent devoir être considérables.

On trouve dans l'eau de mer, indépendamment du sel marin, une grande quantité d'hydrochlorate et de sulfate de magnésie, ce qui lui donne cette amertume nauséabonde qui n'est pas le goût salin. La différence qui existe dans la composition de l'eau de mer et du sel gemme semble indiquer que ce dernier n'a pas été, comme plusieurs le prétendent, produit par l'évaporation de l'eau de la mer. Un autre fait digne de remarque, c'est qu'on rencontre peu de débris marins dans les couches de sel en roche. Dans les plaines élevées du Pérou, le sel gemme se trouve à 9000 pieds au-dessus du niveau de la mer; il est accompagné de pierre arénaire et de gypse.

L'art d'extraire des eaux de la mer le sel qu'elles contiennent consiste à les évaporer de la manière la plus convenable et la plus économique. En Angleterre on leur fait dissoudre le sel gemme et on les évapore dans les chaudières de fer peu profondes, on recueille dans les mannes les cristaux à mesure qu'ils se forment. En Russie, et probablement dans d'autres contrées du Nord, on fait geler l'eau de mer, on enlève la glace, qui ne contient guère que de l'eau douce, et on évapore. Dans les contrées méridionales on met à profit la température et on abandonne l'eau de mer à l'évaporation spontanée: on choisit sur le rivage un terrain plat, on l'entoure de digues, pour le préserver de l'inondation; on en divise l'intérieur par des murs peu élevés et on établit une communication entre les compartimens: à la marée montante le premier de ces compartimens se remplit d'eau de mer qui y séjourne un certain temps, dépose ses impuretés et se concentre; on la fait écouler dans le second et on remplit de nouveau le premier; la solution saline passe dans un troisième; elle se recouvre alors d'une croûte saline que les ouvriers brisent et qui se précipite: on continue de cette manière jusqu'à ce que le sel puisse être rassemblé avec des râteaux et mis en tas. Dans quelques contrées d'Allemagne, et dans plusieurs départemens de la France, les pompes conduisent

l'eau salée dans un vaste réservoir placé au-dessus d'un hangar : le liquide retombe en gouttes à travers de petites ouvertures sur des broussailles ou fagots de branchage ; ainsi exposé à l'air sur une grande surface, il se concentre considérablement et se rend dans les chaudières où achève de s'opérer la séparation du sel.

Indépendamment de l'usage qu'on fait du sel pour les assaisonnemens, pour la conservation des viandes dans les voyages de long cours, ainsi que pour obtenir l'acide hydrochlorique et la soude, on s'en sert encore pour vernisser la poterie gressière. Il rend le verre plus blanc et plus clair ; il durcit le savon ; il garantit de l'oxidation la surface des bains métalliques qu'il préserve de l'action de l'air : on l'emploie comme mordant pour rendre certaines couleurs plus parfaites.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de soude. Ces composés

1° Ne précipitent pas avec la potasse, la soude et l'ammoniaque liquide ;

2° Ne précipitent pas avec l'hydrochlorate de platine ;

3° Ne précipitent pas avec l'acide tartarique en excès.

Ces caractères se retrouvent dans les sels ammoniacaux ; on pourrait donc confondre les sels de soude avec ceux-ci ; mais un sel ammoniacal traité par la potasse ou la soude caustique exhale, avons-nous dit, une odeur d'ammoniaque, effet qui n'a lieu ni dans les sels de potasse, ni dans ceux de soude.

MÉTAUX DE LA TROISIÈME SECTION.

Ces métaux sont au nombre de cinq : manganèse, zinc, fer, étain, cadmium (1). L'histoire du dernier

---

(1) Suivant M. Desprets, le nickel et le cobalt décomposent l'eau et conséquemment doivent être classés dans cette section.

présente peu d'intérêt, et nous développerons plus particulièrement les propriétés du manganèse, du zinc, du fer, de l'étain, dont les applications dans les arts sont multipliées.

DU MANGANÈSE ET DE SES COMPOSÉS.

Manganèse. Pes. 6,85 : métal d'un blanc mat dans sa cassure, mais qui s'oxide et noircit bientôt par l'action de l'air ; il est dur, cassant, quoique d'une pulvérisation difficile. Il est si peu fusible qu'on n'est pas encore parvenu à le couler en masses un peu considérables. Il n'existe pas pur dans la nature ; il est difficile à obtenir (1) ; ses combinaisons avec les combustibles non métalliques n'offrent aucun intérêt.

Oxides de manganèse. Suivant sir H. Davy, il n'y en a que deux : l'olive et le noir. D'après Brande, il y en a trois : l'olive, le rouge foncé et le noir. M. Thénard en admet quatre : le vert, le blanc (à l'état d'hydrate), le brun-marron et le noir. Enfin, M. Berzélius en établit cinq : le gris, le vert ; le troisième et le quatrième ne sont pas bien définis ; le cinquième est le noir.

L'oxide noir appelé aussi *magnésie noire* est le seul que l'on trouve dans la nature et qui soit employé dans les arts. Il a, lorsqu'il est pur, une texture rayonnée d'un gris d'acier ; chauffé au rouge, il abandonne au-delà de la moitié de son poids d'oxigène. Cet oxide n'était presque employé autrefois que par les fabricans de verre pour blanchir cette substance, ou par les fabricans de poterie pour colorer quelques couvertes de poteries communes ; mais la découverte importante du chlore a beaucoup étendu son usage et son utilité.

L'oxide qu'on trouve dans le commerce est d'une

---

(1) M. Bussy vient de présenter à l'Académie des Sciences un Mémoire dans lequel il expose des procédés plus faciles que ceux que l'on connaissait pour obtenir le manganèse, le magnésium, etc., etc.

pureté très variable, et il importe de la connaître. M. Berthier a fait l'analyse de plusieurs espèces d'oxide de manganèse (Ann. Chim. Phys., t. 20, page 344). La quantité de chlore qu'elles peuvent fournir détermine leur valeur; on peut d'après ce principe former la table suivante :

1 k. de peroxide pur fournit	0,7965 de chlore.
1 k. de Crettnich près Saarbrnk	0,7525
1 k. de Calveron (Aude) sans calcaire	0,7658
1 k. — avec calcaire	0,5754
1 k. Périgueux (Dordogne)	0,5179
1 k. Romanèche (Saône-et-Loire)	0,4692 à 0,5135
1 k. Laveline (Vosges)	0,4648
1 k. Pesillo (Piémont) noir sans calcaire	0,4426
1 k. — noir avec calcaire	0,3320
1 k. Saint-Marcel (Piémont)	0,2789 à 0,3098

Ces résultats font connaître approximativement la valeur de ces diverses espèces d'oxide (celle de Romanèche est la plus commune en France); mais pour déterminer celle d'un oxide quelconque, il sera nécessaire d'en faire l'essai. On y parviendra facilement de la manière suivante.

Nous avons vu (échelle synoptique) que 28 de manganèse contiennent 16 d'oxigène, résultat qu'on peut modifier ainsi d'après l'analyse directe :

L'oxide noir pur est formé de { manganèse, 3 gram. 5578 ; oxigène 2 — 0000 }

Or dans la préparation du chlore, le peroxide de manganèse passe à l'état de protoxide, conséquemment 5,5578 de peroxide pur dégagent 1 d'oxigène qui, pour former de l'eau, absorbe $\frac{1}{8}$ ou 0,125 d'hydrogène, et par conséquent dégage 4,5 de chlore : l'analyse directe démontre que

5 grammes 5578 de peroxide peuvent fournir 4 grammes 4265.

C'est-à-dire 1 litre 3963 à la température 0°, et sous la pression barométrique $0^{m},76$; par conséquent

3 grammes 980 produisent 1 litre de chlore
ou 1 kil. 000 produira 251,23 *id.*

On prendra donc 3,980 de l'oxide de manganèse d'essai; on les traitera à une douce chaleur par l'acide hydrochlorique, et on recevra le chlore dégagé dans un peu moins d'un litre d'un faible lait de chaux : vers la fin de l'opération on portera le mélange d'acide et d'oxide à l'ébullition pour faire passer les dernières parties du chlore des vaisseaux dans le lait de chaux, et on complettera le volume du litre de ce dernier en y ajoutant de l'eau en quantité convenable : le titre de ce chlorure (*voyez* chlorure de chaux) donnera celui de l'oxide de manganèse.

En France, on se sert ordinairement de l'oxide de Romanèche, et on emploie des vases de verre ou de grès appelés *bonbonnes* : chacune reçoit 30 à 40 k. d'acide hydrochlorique et 10 à 12 k. de peroxide; ce dernier est toujours en excès, on sépare après l'opération cet excès qui peut servir de nouveau : chaque bonbonne doit fournir 4 mètres cubes de gaz, et six opérations qu'on peut faire aisément en un jour suffisent pour saturer de chlore le liquide d'un euvier de 8 pieds de diamètre et de 10 pieds de haut. (environ 500 pieds cubes.)

Caméléon minéral. Si on calcine l'oxide noir de manganèse avec la potasse, on obtient un composé verdâtre qui, jeté dans l'eau, donne à ce liquide une teinte, 1° verte si la dissolution est concentrée, 2° rouge si elle est étendue; on donnait à ce produit le nom de *caméléon minéral* : il paraît démontré aujourd'hui qu'il se produit alors un véritable sel *manganésiate de potasse*, et par conséquent le manganèse serait, comme l'arsenic, susceptible de former un acide avec l'oxigène : cette opinion est d'autant plus probable que l'oxide noir de manganèse calciné avec

la soude, la chaux, la barite, etc., etc., donne des produits analogues; on a même isolé l'acide manganésique.

Acide manganésique. Ce composé est en aiguilles cramoisies, mais il a peu de stabilité : une chaleur faible, la lumière même, le décomposent en peroxide de manganèse et en oxigène : on peut l'obtenir de la manière suivante. On prépare d'abord du caméléon de barite en chauffant au rouge un mélange d'une partie de peroxide de manganèse et de deux parties de nitrate de barite; on pulvérise la masse et on la dissout dans 30 parties d'eau; on fait alors passer à travers la liqueur un courant d'acide carbonique; toute la barite s'unit à cet acide, et l'acide manganésique reste dissout; on fait chauffer la dissolution pour chasser l'excès d'acide carbonique et précipiter le carbonate de barite; presque toujours une partie de l'acide manganésique se décompose, et par suite il se précipite un peu de peroxide de manganèse : on évapore ensuite la liqueur, et l'acide manganésique se dépose.

Sels de Manganèse.

Le peroxide de manganèse ne s'unit qu'à l'acide sulfurique, et encore dans des circonstances particulières, lorsque l'acide est concentré et l'oxide en poudre très fine; ce persulfate est d'ailleurs ramené à l'état de protosulfate par l'acide sulfureux. Suivant les chimistes ce serait l'oxide vert qui formerait des sels; les acides sulfurique, nitrique, sulfureux, hydrochlorique, mis en ébullition sur l'oxide noir, s'y unissent directement : dans la plupart des cas une portion de l'oxigène se dégage. Les sulfates et hydrochlorates de manganèse sont très employés dans la fabrication des toiles peintes pour faire les couleurs connues sous le nom de *solitaires*.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de manganèse. Les protosels sont les seuls à examiner.

1° Tous sont blancs avec une teinte rose ;

2° Précipitent en blanc par les alkalis ; le précipité se dissout dans l'ammoniaque, devient noir par son exposition à l'air, et encore plus rapidement par l'addition du chlore ;

3° Précipité blanc sale par les hydrosulfates ;

4° Précipité blanc rosé par le ferrocyanate de potasse.

DU FER ET DE SES COMPOSÉS.

Fer. Pes. 7,88 : c'est à ce métal que s'appliquent particulièrement nos réflexions sur l'utilité des métaux en général. Sa découverte remonte aux siècles les plus reculés, puisqu'il était connu au temps de la guerre de Troie. Le fer est d'un gris clair, grenu ; il a un grand éclat métallique, surtout lorsqu'il est poli. Sa dureté excède celle de la plupart des métaux ; elle augmente encore lorsqu'il est converti en acier. Il est malléable ; c'est-à-dire qu'il s'étend sous le marteau et le laminoir ; mais on ne peut l'y réduire en feuilles aussi minces que l'or, l'argent ou même le cuivre. Sa ductilité est plus parfaite, car on le tire en fils aussi fins que les cheveux ; sa ténacité est telle qu'un fil de fer de 0,002 mètres de diamètre peut supporter sans se rompre 249 kilogrammes.

Le fer exige, pour entrer en fusion, une chaleur de 130° selon les uns, et selon les autres, de 158° de Weedgwood. Cette dernière température est à peu près la plus élevée que l'on puisse produire, et ce métal ne se façonne en outils et en ustensiles qu'autant qu'on le forge et qu'on le soumet à l'action du marteau. Ce haut degré d'infusibilité le prive de la propriété la plus précieuse des métaux, celle de pouvoir être coulé, et de former de plusieurs petites masses une masse unique, mais il jouit d'une propriété remarquable qu'il ne partage qu'avec le platine, celle de se souder. Si l'on porte au blanc deux barres de fer, qu'on les superpose

et qu'on les forge, elles se confondront et ne formeront qu'une masse.

Ce métal acquiert par le frottement une odeur sensible; il possède la propriété magnétique qu'il acquiert facilement par le frottement. A la température ordinaire, le gaz oxigène, et même l'air humide, le transforment en oxide; ces gaz secs ne l'altèrent qu'à une haute température. De tous les combustibles non-métalliques, l'hydrogène et l'azote sont les seuls qui ne s'unissent point à ce métal.

Le fer est le plus abondant des métaux; il est peu de minéraux qui n'en contiennent. Les sables, les argiles, les eaux de source et de rivière n'en sont jamais parfaitement exempts. Les substances animales et végétales en fournissent également lorsqu'on les incinère. On trouve en Sibérie et dans l'intérieur de l'Amérique méridionale des masses énormes de fer natif. C'est à l'état d'oxide que l'on trouve le plus communément ce métal; il est coloré en rouge, brun, jaune ou noir: l'aimant est un minerai de fer, etc., etc.

Dans l'exploitation en grand des minerais de fer, on divise ces minerais en deux classes distinctes; 1° le fer terreux qui est soumis au lavage pour être dégagé des parties argileuses ou calcaires qui l'enveloppent: on procède à la fois à ce lavage et au bocardage qui s'exécute au moyen de pilons, qui brisent et pulvérisent le minerai; 2° le fer en roches qui est soumis au grillage; opération qui a pour but de séparer le métal du soufre et de l'arsenic qu'il renferme. L'on procède ensuite à la fusion dans les fourneaux connus sous le nom de hauts-fourneaux: quelques-uns ont jusqu'à 14 mètres de hauteur. On charge le fourneau de charbon de bois ou de coke; on l'allume, et lorsque la combustion est très vive, on y jette le minerai mêlé de charbon et d'un fondant terreux qui varie selon la nature du minerai. Si celui-ci est très argileux, on ajoute de la pierre calcaire; lorsqu'au contraire la mine est calcaire, on ajoute de l'argile. Le feu est excité par des soufflets: les parties

terreuses se vitrifient, le charbon passe à l'état d'acide carbonique, et le minerai qui entre en fusion, étant plus lourd que le laitier, gagne le fond. On enlève avec des ringards les terres vitrifiées ou laitier, et l'on fait couler dans des rigoles de sable le métal en fusion connu alors sous le nom de fonte. On appelle *gueuses* les barres triangulaires de fer produites par cette première opération.

Au sortir des fourneaux de fusion, le fer n'est pas pur et peut former deux classes, la fonte blanche et la fonte grise : la fonte blanche a une cassure brillante, une texture cristalline; elle n'est nullement malléable et ne jouit d'aucune flexibilité : sa dureté est telle qu'elle résiste à la lime et au foret. La fonte grise a une couleur plus foncée, elle présente une texture grenue et mate, elle n'est ni aussi dure, ni aussi cassante que la première; elle a une légère malléabilité, et s'emploie à la fabrication des objets d'artillerie et autres qu'il est nécessaire de forer, de tourner et de réparer. Le fer à l'état de fonte contient encore de l'oxigène combiné, du carbone et du laitier; il n'est pas susceptible d'être forgé ou d'être soudé; pour le rendre ductile il faut le séparer de tous les principes étrangers qu'il renferme. On appelle affinage l'opération par laquelle on lui fait éprouver cette purification.

A cet effet, on place le fer cru sur une forge où il est entouré de charbon; on excite le feu au moyen de deux soufflets : aussitôt que la fonte est en fusion pâteuse un ouvrier l'agite et en même temps dirige sur sa surface le vent du soufflet pour brûler le carbone qu'elle contient : lorsqu'elle est au point convenable on la porte sous un gros marteau dont les coups répétés font suinter le laitier interposé entre les molécules du métal : on la porte de nouveau au feu, puis on la remet sous le martinet jusqu'à ce qu'elle ait acquis les formes et les dimensions voulues. On l'appelle alors fer forgé ou fer ductile, fer en barre; il jouit de toutes les propriétés que nous avons indiquées comme appartenant à ce

métal. Dans cet affinage la fonte perd le quart et même quelquefois le tiers de son poids.

Les procédés de fabrication que nous avons donnés sont les plus communément employés ; il faut recourir aux traités spéciaux de métallurgie et surtout à *l'art du maître de forges* de *M. Pelouze* si l'on veut se faire une idée des différentes méthodes suivies dans cette importante fabrication, méthodes qui varient selon les localités et la nature du minerai.

Oxides. Lorsque le fer est exposé à l'action de l'air humide, il s'oxide peu à peu et augmente de poids ; cet effet a lieu très lentement ; mais si l'on fait passer de la vapeur d'eau dans un tube de verre chauffé et contenant du fil de fer, le métal s'oxide rapidement et le gaz hydrogène de l'eau s'échappe presque aussitôt. Une chaleur plus forte donne à l'oxide une teinte brun-rougeâtre. La rouille jaune dont se couvre le fer qui a été long-temps exposé à l'air humide est un oxide mêlé de carbonate.

Les chimistes admettent trois oxides de fer ; le protoxide n'existe pas pur dans la nature ; il a été peu étudié et est peu connu. L'oxide noir, deutoxide, *éthiops martial* des pharmaciens, s'obtient en mettant détremper de la limaille de fer dans de l'eau qui ne la recouvre que d'une ligne à peu près, et abandonnant ce mélange jusqu'à ce que le fer ait pris la teinte noire ; cet oxide est insoluble dans l'eau, indécomposable à une haute température, réductible par la pile voltaïque ; s'il est chauffé il absorbe l'oxigène de l'air et passe à l'état de tritoxide. L'oxide rouge, tritoxide (éch. syn. 28 fer, 12 oxigène), *safran de mars astringent* des pharmaciens, se prépare 1° en chauffant le fer en limaille, et en agitant jusqu'à ce que le métal soit converti en une poudre d'un rouge foncé, 2° en traitant le fer par l'acide nitrique, et décomposant le nitrate de fer par la chaleur. Les propriétés du tritoxide sont les mêmes que celles du deutoxide ; seulement il absorbe l'acide car-

bonique au lieu de l'oxigène de l'air, et n'est pas magnétique.

CARBURES. Le carbone s'unit au fer et forme deux composés : le premier, *protocarbure de fer* ou *acier*, est la plus importante des combinaisons du fer ; le second, *deutocarbure de fer*, est la *plombagine*.

L'acier est un composé de fer pur et de carbone ; les proportions relatives de ces deux corps varient ; on a cru long-temps qu'ils entraient seuls dans la composition de l'acier ; mais de nouvelles expériences ont fait reconnaître l'existence du silicium et même de l'alumine dans plusieurs aciers : quelques uns même, assure-t-on, ne renferment pas de carbone, tandis que le silicium se retrouverait dans tous. Quelque soit le mérite de ces opinions, ce carbure est toujours un produit de l'art. L'acier est brillant, susceptible d'un beau poli, insipide, inodore, très malléable, très ductile. Sa texture est grenue, le grain en est fin et serré ; il pèse moins que le fer, est plus dur, plus élastique, plus cassant : il se fond et se soude à une température moins élevée. Les teintes que prend l'acier chauffé lentement sont le jaune-paille, le jaune d'or, le violet, le bleu foncé ; puis il s'éclaircit, passe à une couleur blanche éclatante, et arrive à son point de fusion.

La propriété la plus remarquable et la plus utile de l'acier est celle qu'il possède de pouvoir être trempé, si après avoir été chauffé on le plonge subitement dans un liquide quelconque froid : il acquiert par cette opération plus de dureté, d'élasticité, il perd sa malléabilité, sa ductilité et devient cassant : son tissu est alors plus serré et plus fin.

S'il est refroidi lentement il conserve ses propriétés physiques naturelles.

L'acier, quand il est chauffé, doit toujours être abrité du contact de l'air.

On emploie ordinairement l'eau pour l'opération de la trempe. Plus l'acier a été chauffé avant d'être trempé, plus il acquiert de dureté.

Les nuances indiquées plus haut guident l'ouvrier dans l'opération. Le moment où il faut retirer l'acier varie avec l'usage que l'on veut en faire : ainsi, la trempe pourpre ou violette convient aux burins, aux outils employés dans le travail des métaux, aux ressorts, aux instrumens destinés à couper le liége, le cuir et autres corps analogues. La trempe jaune-paille convient aux canifs, rasoirs et autres outils tranchans, etc., etc. Si la trempe est trop forte on peut ramener l'acier au degré de dureté désirable en le faisant chauffer et le laissant réfroidir lentement; il perd d'autant plus de sa dureté dans cette opération qu'il a été élevé à une plus haute température ; on peut même ainsi le détremper complètement. Les ornemens ou inscriptions s'exécutent de la manière suivante : on peint sur la lame, avec une composition huileuse, les ornemens ou caractères, on l'expose alors à la chaleur nécessaire pour la trempe ; la couleur de la lame est partout altérée, excepté aux endroits recouverts par la peinture ; on enlève cette dernière ; les ornemens paraissent de la couleur de l'acier poli, et sont très visibles : on ne peut donc révoquer en doute que ces différentes nuances de couleur ne soient dues à l'oxidation partielle de la surface métallique.

On distingue dans le commerce trois espèces d'aciers : l'acier de cémentation, l'acier de forge, l'acier fondu. L'acier de cémentation s'obtient en plaçant dans une caisse de tôle des barres de fer forgé, enveloppées d'un cément composé de charbon pulvérisé, de suie, de cendres et de sel marin : on soumet la caisse dans un fourneau à une température très élevée pendant un temps plus ou moins long. La surface seule de ces barres est *aciérée*.

L'opération par laquelle on fait l'acier naturel se borne à enlever à la fonte la chaux et une partie de la silice et du carbone qu'elle contient, en ne laissant que la partie nécessaire pour *aciérer* le fer. Cette opération diffère peu de celle par laquelle on affine le métal.

L'acier fondu s'obtient en chauffant dans un creuset des fragmens d'acier naturel ou de cémentation recouverts d'un fondant composé de poussière de verre; le verre de gobeletterie fait avec de la silice, de la chaux, de la potasse, est le meilleur : on pousse le feu jusqu'à ce que l'acier soit en fusion liquide, on le remue avec une baguette de fer, puis on le coule dans une lingotière après avoir d'abord enlevé la couche de verre. Cet acier, qui se forge au rouge cerise, est le plus pur; il est homogène, susceptible d'acquérir le plus beau poli : il est particulièrement employé à faire la bijouterie, les ressorts de montre, les rasoirs, la coutellerie fine, les outils de graveur, d'horloger, etc.

L'acier de cémentation est plus propre pour les objets qui doivent avoir de la dureté, les instrumens de chirurgie, de serrurerie, de menuiserie, les burins, brunissoirs, grattoirs.

L'acier naturel sert à faire les armes blanches, les fleurets, les ressorts de voitures.

L'acier de l'Inde, dont la composition est peu connue, s'imite en combinant l'acier avec du charbon, de la silice et de l'alumine, ou par l'alliage de l'acier avec le platine ou l'argent.

La tache noire qui reste sur l'acier lorsqu'un point de sa surface a été corrodé par les acides, offre un moyen de distinguer ce composé du fer qui donne une tache blanc-verdâtre.

Plombagine appelée aussi Graphite. Pes. 2,18 (comp. 92 carb., 8 fer). Ce composé est un deuto-carbure de fer que l'on trouve dans la nature. Cependant plusieurs chimistes prétendent que la présence du fer est accidentelle, et que la plombagine n'est qu'un oxide de carbone. Cette substance est gris-noire, onctueuse, infusible; elle s'empare de l'oxigène à une température élevée, et forme de l'acide carbonique et de l'oxide de fer. La plus pure est employée à faire des crayons : tantôt on scie la masse en parallélipipèdes allongés; tantôt ce carbure broyé et mêlé avec de l'argile est

cuit dans un moule de la forme voulue, puis introduit dans une rainure de bois tendre. C'est par une opération de ce genre que Conté, et aujourd'hui M. Humblot, préparent les crayons si connus des dessinateurs : la plombagine mêlée à la graisse forme un enduit destiné à diminuer le frottement des machines.

Phosphure de fer. Le phosphore peut se combiner avec le fer; mais il faut pour produire cette combinaison prendre le phosphore par fragment et le mettre en contact avec un fil de fer qu'on porte au rouge pâle dans un creuset.

Sulfure de fer. Pes. 4, 7 (comp. 100 fer, 110 soufre.) La nature offre en grande quantité ce composé de soufre et de fer; c'est un des minerais les plus répandus; il est solide, d'un jaune d'or, brillant, absorbe lentement l'oxigène de l'air humide en passant à l'état de sulfate; on le connaît sous le nom de *pyrite de fer*, il sert à préparer la plus grande partie du sulfate de fer du commerce : on en extrait aussi le soufre. Il existe un autre sulfure naturel qui contient moins de soufre; il est plus rare et peut s'obtenir artificiellement.

L'iode et le chlore forment aussi avec le fer des composés : le dernier (chlorure de fer) est volatil. Enfin, le fer forme avec le cyanogène un acide (acide ferrocyanique) dont nous parlerons dans la chimie animale.

Sels de Fer.

Carbonate de fer. Ce sel se trouve dans la nature : il est connu sous le nom de fer spathique. Sa couleur varie; on le traite en grand pour en extraire le fer.

Sulfate de fer. (éch. syn. 40 acid. sulf., 36 prot. de fer.) L'acide sulfurique concentré n'exerce sur le fer qu'une faible action, à moins qu'il ne soit bouillant : s'il est étendu de deux à trois parties d'eau, il le dissout à froid, et il y a dégagement abondant d'hydrogène. Il existe réellement deux sulfates de fer.

L'un, *protosulfate de fer, couperose verte, vitriol vert*, est susceptible de donner de beaux cristaux verts transparens : ces cristaux sont efflorescens, ont une saveur styptique, se résolvent en une poudre jaunâtre lorsqu'ils sont exposés à l'air sec. Ce sel est soluble dans deux fois son poids d'eau froide, et dans les 3/4 de son poids d'eau bouillante. Il est vénéneux : chauffé il se fond, perd son eau de cristallisation ; si le feu est violent, l'acide sulfurique est chassé, il ne reste qu'une poudre rouge connue dans les arts sous le nom de *colcothar* : c'est un tritoxide de fer.

On obtient le sulfate de fer par la décomposition des pyrites ; ces minerais, arrosés, exposés à l'air pendant environ un an, et lessivés, donnent une solution qui, évaporée, dépose en cristaux le sulfate de fer du commerce : ce sel en dissolution exposé à l'air en absorbe l'oxigène et passe à l'état de tritosulfate jaune et rouge ; ce dernier qui est toujours un produit de l'art est sans usage. Le protosulfate entre dans la composition de l'encre, de plusieurs teintures et du bleu de Prusse.

C'est avec ce sel que l'on précipite l'hydrochlorate d'or, pour obtenir ce métal très divisé et propre à la dorure sur porcelaine ; le protosulfate calciné avec un poids égal de sel marin pulvérisé et agité dans l'eau laisse précipiter une poudre micacée d'un brun violet très bonne pour repasser les rasoirs. Si on soumet le protosulfate dans un creuset à l'action de la chaleur, il fond dans son eau de cristallisation, se dessèche et se décompose : le résidu solide est, avons-nous dit, du tritoxide de fer ; les produits volatils sont de l'oxigène, de l'acide sulfureux et un liquide brun fumant, connu sous le nom d'*acide sulfurique glacial* ou de *Nordhausen*, parce qu'il se prépare en grand dans cette ville. Ce liquide, examiné par M. Bussy, est un acide sulfurique anhydre employé quelquefois dans la teinture.

Nitrate et hydrochlorate de fer. Les acides nitrique et hydrochlorique dissolvent le fer à la température ordinaire ; le premier acide peut donner deux

nitrates qui sont cristallisables : le second peut également donner deux hydrochlorates.

On peut produire des phosphate, fluate, borate ; ces divers sels n'ont aucun usage.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de fer. Il existe, avons-nous dit, deux genres de sels de fer, les protosels et les deutosels : tous ont une saveur astringente analogue à celle de l'encre ; mais les protosels sont plus communs.

Sels protoxidés :

1° Précipité blanc par le ferrocyanate de potasse ; ce précipité exposé à l'air passe rapidement au bleu ;

2° Précipité blanc par les alkalis et par les carbonates alkalins : il passe au rouge-orange par son exposition à l'air ;

3° Point de précipité par l'acide gallique.

Sels deutoxidés :

1° Les dissolutions sont ordinairement bruns-rougeâtres ;

2° Précipité bleu par le ferrocyanate de potasse ;

3° *Id.* rougeâtre par un alkali ;

4° *Id.* bleu très foncé par la noix de galles ;

5° *Id.* couleur de chair par le succinate d'ammoniaque.

Les sels de fer du commerce sont, en général, des mélanges de proto et de deutosels.

DU ZINC ET DE SES COMPOSÉS.

Zinc. Pes. 7,1. Les minerais de ce métal s'appellent *cadmie*, du nom de Cadmus, qui le premier, dit-on, en enseigna l'usage en Grèce. Les anciens savaient que ce métal fondu avec le cuivre formait l'airain. C'est dans les écrits de Paracelse qu'on le trouve pour la première fois désigné sous le nom de zinc. Il est blanc-bleuâtre, lamelleux, plus brillant et beaucoup plus dur que le plomb ; ductile à 100°, fusible à 370°, volatil au-dessous de la chaleur rouge, plus malléable

que ductile, mais cependant moins que le cuivre, le plomb et l'étain. Réduit en feuilles ou lames à l'aide du laminoir, il est employé avec succès pour remplacer le plomb dans les couvertures d'édifices, les gouttières, baignoires, etc., etc. Le zinc, chauffé fortement avec le contact de l'air, rougit, brûle avec une flamme blanche éblouissante, légèrement bleue ou jaune, et s'oxide avec une rapidité telle qu'il disparaît et se dissipe sous forme de flocons blancs qu'on appelle fleurs de zinc; il se lime difficilement.

On n'a jamais trouvé en Europe le zinc à l'état de pureté; il existe mélangé en Angleterre, en Allemagne, en Belgique: à l'état de sulfure, il est connu sous le nom de *blende;* à l'état d'oxide mêlé avec la silice, l'oxide de fer et peut-être le carbonate de zinc, on l'appelle *calamine.* La calamine, après avoir été calcinée, pulvérisée et mêlée à du charbon de bois, est exposée à une forte chaleur dans des vaisseaux fermés: le zinc se réduit, se sublime dans un tube de fer adapté à l'extrémité supérieure du pot, et tombe dans un vase qui contient de l'eau: il est ensuite fondu et coulé en lingots. L'Angleterre en exporte tous les ans une quantité considérable.

Oxide. Le zinc ne forme qu'un seul oxide, qui est une poudre blanche, fixe, insipide, insoluble dans l'eau; on l'obtient en chauffant le métal au contact de l'air, et recueillant la vapeur ou en calcinant la calamine. Ce composé est employé avec succès en peinture pour faire la couleur d'eau, et en médecine comme siccatif. L'oxide de zinc est dissous par l'ammoniaque, la potasse et la soude.

Sels de Zinc.

L'oxide de zinc s'unit avec la plupart des acides dont nous avons parlé; le seul sel qui mérite examen est la combinaison qu'il forme avec l'acide sulfurique.

Sulfate de zinc (éch. syn. 40 acide sulfurique, 41

oxide de zinc). Appelé aussi *couperose blanche;* sel blanc, cristallisé en aiguilles, d'une saveur styptique métallique ; plus soluble à chaud qu'à froid ; chauffé fortement ce sel perd son acide et son eau de cristallisation, il ne reste que l'oxide de zinc ; on l'obtient en humectant et exposant à l'air la pyrite ou sulfure de zinc ; le soufre et le zinc s'emparent de l'oxigène de l'air et forment le sulfate de zinc. La couperose blanche ou vitriol blanc du commerce contient généralement une petite quantité de fer et quelquefois du plomb; on la purifie en la dissolvant dans l'eau, jetant dans la dissolution du zinc en grenaille qui précipite les métaux étrangers et prend leur place.

PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES ET RÉACTIFS DES SELS DE ZINC. Les sels de zinc et leur dissolution sont incolores.

1° Avec la potasse, la soude, l'ammoniaque pures ou carbonatées, précipité blanc soluble dans un excès d'alkali caustique ;

2° Précipité blanc par le ferrocyanate de potasse ;

3° Précipité blanc sale par l'hydrosulfate de potasse.

DE L'ÉTAIN ET DE SES COMPOSÉS.

ÉTAIN. Pes. 7,29. La découverte de ce métal remonte aux siècles les plus reculés, puisqu'il était en usage du temps de Moïse. Pur et récemment coupé, il est d'une couleur blanche, aussi belle et aussi brillante que celle de l'argent. Il est plus dur que le plomb, peu sonore, très malléable, peu ductile ; exposé à l'air, l'étain perd rapidement son éclat métallique, mais il n'est pas susceptible de se rouiller ou d'être attaqué par l'air.

Les mines d'étain sont le sulfure ou pyrite, et principalement l'oxide ou pierre d'étain. On obtient ce métal en grillant la mine, pour en séparer les sulfures étrangers, et en traitant ensuite par le charbon pour réduire l'oxide.

Les usages de l'étain sont connus ; il sert à faire différens vases et ustensiles ; on l'emploie également pour fabriquer le *fer-blanc* et faire le tain des glaces.

Le fer-blanc se fait en plongeant dans de l'étain en fusion des lames minces de fer qu'on a préalablement décapées, en les frottant avec du sable, et les laissant tremper pendant vingt-quatre heures dans une eau acidulée par l'acide sulfurique ; non seulement l'étain recouvre le fer, mais il le pénètre complètement et le rend entièrement blanc : il est d'usage d'ajouter un dixième de cuivre à l'étain, afin d'éviter qu'il ne forme sur le fer des couches trop épaisses. C'est en faisant chauffer légèrement une feuille de fer-blanc, l'humectant avec un mélange d'acides, trempant la feuille dans l'eau froide, puis vernissant, que l'on obtient les nuances colorées et le chatoiement que l'on appelle *moiré métallique*.

L'étain de vaisselle est généralement confondu avec ce métal : la meilleure composition est formée d'étain allié avec environ 1/20 de cuivre ou d'autres métaux, tels que le plomb, le zinc et l'antimoine, suivant le choix que l'expérience dicte aux ouvriers.

L'étain n'étant pas attaqué par les acides végétaux, sert encore à étamer : on appelle étamage l'opération par laquelle on recouvre d'une légère couche d'étain la surface de différens métaux, et principalement du cuivre, susceptible de former des sels vénéneux avec les acides. L'alliage dont on se sert pour étamer contient presque toujours trois parties de plomb sur 5 d'étain ; la présence de ce dernier métal semble s'opposer aux effets nuisibles du plomb.

Oxides. L'étain forme deux oxides : le premier est gris-noir, mais blanc à l'état d'hydrate ; il se prépare en dissolvant l'étain dans l'acide hydrochlorique, soit à l'aide de la chaleur, soit par l'addition, au besoin, d'une petite quantité d'acide nitrique ; lorsque la dissolution est complètement opérée, on y ajoute de la potasse en excès : il se précipite une poudre blanche

qui est en partie redissoute ; mais la portion qui reste prend une couleur gris-foncé et constitue le protoxide d'étain : la poudre blanche précipitée d'abord est l'hydrate de protoxide, et est sans usage.

Le deutoxide d'étain est blanc et s'obtient en chauffant ce métal dans l'acide nitrique concentré ; il se produit une vive effervescence, l'étain est converti en une poudre blanche qui, lavée et séchée, est le peroxide. Ce deutoxide se trouve aussi dans la nature ; il est fusible, soluble dans la potasse et la soude : il entre dans la composition de la potée d'étain.

L'oxide d'étain a la propriété de donner une belle couleur blanche et de l'opacité au verre dans la composition duquel il entre ; aussi s'en sert-on pour fabriquer les émaux, et pour faire les couvertes ou vernis des faïences et poteries. On peut consulter sur cet emploi l'Art de fabriquer la faïence, et celui de fabriquer la porcelaine par M. Bastenaire d'Audenard.

Sulfures d'étain. Il existe deux composés de soufre et d'étain : le premier, qui est un *protosulfure*, a la couleur du plomb avec l'éclat métallique ; il est susceptible de cristalliser, est indécomposable par le feu, mais non par l'air qui le transforme en sulfate ; on le prépare en fondant ensemble le métal et le soufre : il existe dans la nature. Le *deutosulfure* fut connu pendant long-temps sous le nom d'*or mussif*, parce qu'il est ordinairement sous forme d'écailles, dont la couleur est celle de l'or ; c'est un produit de l'art, et sa préparation est compliquée ; les chimistes ne sont pas d'accord sur la nature de ce composé, cependant Pelletier le père a démontré, je crois d'une manière convaincante, qu'il était formé de soufre et d'oxide d'étain. L'or mussif sert à bronzer le bois, le plâtre, et à frotter les coussins des machines électriques.

L'hydrogène, le carbone, le bore, l'azote sont sans action sur ce métal ; le chlore, l'iode, le phosphore et probablement le brôme, s'unissent à lui.

Sels d'Étain.

L'oxide d'étain s'unit aux acides pour former des sels très employés en teinture.

Sulfate d'étain. L'acide sulfurique concentré dissout à l'aide de la chaleur la moitié de son poids d'étain et dégage beaucoup de gaz sulfureux. Cette dissolution étendue d'eau laisse précipiter l'oxide d'étain.

Nitrate d'étain. L'acide nitrique et l'étain se combinent rapidement à froid ; si l'on concentre la dissolution, le métal est précipité en grande partie sous forme d'oxide difficile à réduire.

Hydrochlorates d'étain. L'acide hydrochlorique dissout aisément l'étain, il prend alors une teinte plus foncée et cesse d'émettre des vapeurs : il se produit une légère effervescence et il se dégage un gaz inflammable d'une odeur fétide. L'acide retient en suspension la moitié de son poids d'étain, et ne le laisse pas déposer par le repos ; ce sel est un protohydrochlorate d'étain, susceptible de cristalliser en petites aiguilles, blanches, très styptiques, plus solubles à chaud qu'à froid : exposée à l'air, la dissolution de ce sel passe à l'état de deutohydrochlorate d'étain. — L'eau régale formée de deux parties d'acide nitrique et d'une d'acide hydrochlorique s'unit à l'étain avec effervescence en développant beaucoup de chaleur ; pour que la dissolution d'étain soit continue, il est nécessaire de n'y introduire ce métal que par petites portions, de manière que l'une soit dissoute avant l'introduction de l'autre ; en procédant ainsi, l'eau régale peut dissoudre la moitié de son poids d'étain : la dissolution est brun-rouge, incristallisable, et prend quelquefois la forme d'une substance gélatineuse : cette liqueur est un *deutohydrochlorate d'étain* connu anciennement sous le nom de *liqueur fumante de Libavius*. On emploie cette dissolution pour aviver et fixer les couleurs dans les teintures sur laine, telles que celles de cochenille, de

gomme laque et de quelques autres rouges depuis le cramoisi jusqu'à l'écarlate le plus vif.

PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES ET RÉACTIFS DES SELS D'ÉTAIN. Il existe deux genres de sels, les protosels et les deutosels, mais tous ont un caractère distinctif; ils laissent précipiter leur métal sous une forme plus ou moins arborescente lorsqu'on plonge dans leur dissolution une lame de fer ou de zinc.

Protosels.

1° Avec les alkalis, précipité blanc soluble dans un excès de potasse caustique et devenant noir à une chaleur peu élevée.

2° Précipité noir avec l'acide hydrosulfurique.

3° Précipité blanc avec le ferrocyanate de potasse.

Deutosels.

1° Avec les alkalis précipité blanc qui conserve cette teinte lorsqu'on l'expose à la chaleur.

2° Précipité jaune avec l'acide sulfurique.

DU CADMIUM ET DE SES COMPOSÉS.

Le cadmium est un métal qui a été découvert par MM. Hoffmann et Stromeyer dans les mines où le zinc est à l'état de carbonate; ses propriétés physiques sont les mêmes que celles de l'étain. Il forme un oxide orangé, non volatil et aisément réductible. L'oxide de cadmium se dissout facilement dans les acides; est précipité par la potasse à l'état d'hydrate blanc, soluble dans l'ammoniaque : sa rareté fait qu'il est sans usage ainsi que ses composés.

MÉTAUX DE LA QUATRIÈME SECTION.

Ces métaux sont au nombre de quinze : nous les avons nommés : l'étude de plusieurs d'entre eux ne présente aucun intérêt ; nous examinerons seulement l'arsenic, le chrôme, le cobalt, l'antimoine, le bismuth, le cuivre et le plomb.

DE L'ARSENIC ET DE SES COMPOSÉS.

Arsenic. Ce seul nom inspire la crainte. Ce métal est en effet un poison violent, et cette propriété vénéneuse se retrouve dans tous les composés qu'il forme; plusieurs de ses produits sont employés dans les arts ; mais je doute que l'auteur d'un fameux système pût prouver que ce métal, par son utilité, *compense* les dangers qui résultent de son existence : et nous pouvons avancer que, dans l'état actuel de nos connaissances, tout semble nous démontrer que la disparition d'un pareil élément serait un bienfait : cependant l'étude des caractères physiques, des propriétés et des effets de l'arsenic et de ses composés a un but philosophique ; elle nous conduit à établir la manière de reconnaître les empoisonnemens causés par cet agent ; et la certitude où l'on est que la société sera vengée est un frein qui diminue sans doute le nombre des victimes.

L'arsenic était appelé par les Grecs *arsenicon*, mais ils comprenaient sous ce nom l'arsenic blanc ou l'oxide blanc d'arsenic. La réduction de ce composé date de 1649, et depuis cette époque il a été connu comme un métal distinct.

Pes. 8,30. L'arsenic est gris d'acier, brillant, irisé; sa texture est grenue et souvent écailleuse ; si on le chauffe il répand une odeur d'ail qui est caractéristique ; c'est peut-être le plus fragile de tous les métaux ; il est volatil à 180°, et si on le sublime lentement il cristallise en tétraèdres. L'arsenic à la température ordinaire n'agit que lentement sur l'oxigène et sur l'air, encore faut-il que ces gaz soient humides. Il existe dans la nature à l'état natif, à l'état d'oxide, en combinaison avec le soufre, uni aux bases salifiables ; on l'extrait par la sublimation des minerais qui le renferment.

Allié au cuivre et au platine, ce métal sert à faire les miroirs de télescopes.

L'arsenic s'unit à l'oxigène en deux proportions, et forme *l'oxide d'arsenic* ou *acide arsenieux* et *l'acide arsenique.*

OXIDE D'ARSENIC. Pes. 5. Appelé quelquefois acide arsenieux, arsenic blanc, *mort-aux-rats;* est blanc, d'une cassure vitreuse s'effleurit à l'air et ressemble alors à la porcelaine; il a une saveur âcre, est presque insoluble dans l'eau froide, mais soluble dans quinze feis son poids d'eau bouillante; il peut se volatiliser et cristalliser par le refroidissement; il est réductible par la pile, indécomposable par la chaleur, inaltérable à l'air; chauffé avec le charbon il est réduit, avec du soufre il lui cède son oxigène, il se dégage du gaz sulfureux et il se forme un sulfure d'arsenic. On le prépare en sublimant l'arsenic métallique et en laissant un libre accès à l'air extérieur.

ACIDE ARSENIQUE. Pes. 3,39, comp. 100 ars., 52 oxig. fut découvert par Scheèle : le procédé par lequel on l'obtient consiste à dissoudre trois parties d'oxide blanc d'arsenic dans sept parties d'acide hydrochlorique; d'ajouter à cette dissolution cinq parties d'acide nitrique; de mettre le mélange dans une cornue et de distiller jusqu'à siccité, en ménageant la chaleur vers la fin de l'opération; le résidu bien séché et mis à réfroidir constitue l'acide arsenique qui, ainsi obtenu, n'a pas une saveur très forte; mais cette saveur devient excessivement aigre quand l'acide a été dissous dans l'eau: et il reste alors à l'état liquide, lors même que sa dissolution est évaporée jusqu'à consistance de gelée. Cet acide est blanc, cristallisable, se décompose par la chaleur en oxigène et en oxide d'arsenic, n'est altéré ni par l'oxigène ni par l'air dont il absorbe l'humidité; il précipite en blanc les eaux de chaux, de barite, de strontiane qu'il transforme en arseniates insolubles. Uni aux bases salifiables, cet acide forme des sels que nous examinerons plus loin.

HYDROGÈNE ARSENIQUÉ. Pes. 0,5290. Comp. 100 ars. 26,6 hyd. (Ech. syn. 38 arsenic, 10 hydrogène.) L'hy-

drogène se combine avec l'arsenic et forme un composé gazeux inflammable, incolore, d'une odeur nauséabonde, très dangereux à respirer. On l'obtient en traitant l'alliage de quatre parties de zinc et d'une partie d'arsenic par l'acide sulfurique étendu de deux fois son poids d'eau. Gehlen, qui, en 1815, fut victime de ses expériences sur ce gaz, le préparait en chauffant l'arsenic dans une lessive alkaline. Le soufre et le chlore décomposent ce gaz, ce dernier avec un vif dégagement de lumière.

Sulfure d'arsenic. On trouve dans la nature deux composés de soufre et d'arsenic que l'on peut aussi former artificiellement.

Le premier appelé *réalgar*, pes. 3,33, comp. 100 ars. 43,7 souf.. (éch. syn. 38 arsenic, 16 soufre), est insoluble, très fusible, d'une couleur rouge orangée, est souvent cristallisé en prismes transparens; il est décomposé par l'oxigène à une haute température.

Le deuxième appelé *orpiment*, comp. 100 ars. 61,6 souf. (éch. syn. 38 arsenic, 24 soufre) pes. 3,4, est en morceaux jaune d'or, quelquefois en lames minces qui ont un grand degré de flexibilité, insipide, inodore, fusible, se comporte avec l'oxigène comme le réalgar; il s'emploie 1° en peinture avec la précaution de ne jamais le mêler au blanc de plomb qu'il noircit en formant un sulfure de plomb; 2° dans les manufactures de toiles peintes, pour les teintures avec l'indigo.

Le phosphore et l'iode s'unissent à l'arsenic : le chlore se combine avec ce métal, en donnant lieu à un grand dégagement de calorique et de lumière. Le potassium, le sodium, le manganèse, le zinc, le fer, l'étain, forment avec l'arsenic des alliages cassans et sans usage.

Sels d'Arsenic.

Les métaux précédens forment, comme nous avons

vu, des oxides avec l'oxigène ; ces oxides s'unissent aux acides et donnent des sels. Ici le rôle du métal est différent : combiné avec l'oxigène il produit les composés *acide arsenieux* et *acide arsenique ;* conséquemment ces corps, jouissant des propriétés inhérentes aux acides, constituent avec les oxides et particulièrement avec les oxides de potassium et de sodium, des substances essentiellement salines appelées *arsenites*, si l'acide est arsenieux, *arseniate* s'il est arsenique.

Arsenite de potasse. Substance solide, blanc grisâtre, incristallisable, obtenue en traitant directement la potasse par l'acide arsenieux et faisant évaporer convenablement.

Arseniate de potasse. Composé salin, blanc, cristallisable, obtenu par la réaction directe de l'acide arsenique sur la potasse. Ce corps est sans usage ; le précédent a été employé à très petite dose dans les fièvres intermittentes, surtout par les Anglais ; on le connaissait à l'état liquide sous le nom de *liqueur de Fowler*.

Propriétés caractéristiques et réactifs des composés d'arsenic. Les sels d'arsenic étant rares ne se trouvent que dans les laboratoires, et l'indication de leurs réactifs présenterait peu d'importance ; mais il n'en est pas de même pour l'oxide blanc d'arsenic, *acide arsenieux*, qui, étant pour ainsi dire à la disposition du public, n'a été que trop souvent employé dans un but criminel. Aussi les médecins légistes ont-ils cherché les moyens de reconnaître cette substance lorsqu'elle est mêlée aux alimens, et ces moyens sont aujourd'hui d'une telle exactitude que la quantité la plus faible ne peut échapper à un manipulateur exercé. Si l'acide arsenieux est isolé à l'état solide, projeté sur des charbons ardens, il se volatilise sous forme de vapeurs blanches et répand une odeur d'ail ; ce dernier effet est inhérent à l'arsenic métallique et est dû à la revivification de l'arsenic par suite de l'union de l'oxigène avec le charbon ; car si l'on calcine l'acide dans un creu-

set ou dans une capsule, il se volatilise sans odeur sensible.

Si l'acide arsenieux est à l'état liquide, ou si obtenu solide on le dissout dans l'eau, il donne :

1° Un précipité jaune serin par l'acide hydrosulfurique ; mais il n'en forme point avec l'hydrosulfate de potasse.

2° Un précipité vert (arsenite de cuivre, vert de Schèele) par un sel de cuivre ammoniacal ; ce précipité recueilli, mêlé avec du charbon en poudre et chauffé dans un tube de verre fermé à une de ses extrémités, donne de l'arsenic métallique qui est sublimé à la partie moyenne du tube, et qui est reconnaissable à sa teinte gris d'acier, à sa cristallisation aiguillée, et enfin à l'odeur alliacée qu'il exhale lorsqu'on le place sur des charbons rouges.

3° Précipité jaune par le nitrate d'argent ammoniacal ; ce précipité traité comme le précédent donne aussi de l'arsenic métallique.

Si la solution est colorée par des substances alimentaires, on la décolore avec le chlore avant de la soumettre aux réactifs.

DU CHROME ET DE SES COMPOSÉS.

Chrôme. Pes. 5,90. Ce métal fut découvert en 1797 par Vauquelin, en analysant un minéral d'un beau rouge, et connu sous le nom de *plomb rouge de Sibérie :* le chrôme a été trouvé depuis dans le département du Var, où il est combiné avec le fer, l'alumine et la silice : l'émeraude du Pérou et le rubis spinelle doivent leur couleur à ce métal ; il entre dans la composition des pierres tombées du ciel, *aérolithes :* il n'existe pas dans la nature à l'état de pureté.

On obtient le chrôme en décomposant ses combinaisons natives au moyen des carbonates alkalins qui précipitent l'acide chrômique, et en soumettant cet acide, mêlé à du charbon, à une forte chaleur dans un

creuset. Ce métal est en masse poreuse de grains agglutinés, cassant, d'un blanc gris entre celui de l'étain et celui de l'acier : il est susceptible d'un faible degré de magnétisme ; il résiste à tous les acides, excepté à l'acide hydrochloronitrique.

Oxides. Le chrôme s'unit à l'oxigène en trois proportions.

1° Le *protoxide* (comp. 100 ch., 42,6 oxig., éch. syn. 28 chrôme, 12 oxigène) est vert, infusible, indécomposable par le feu, le gaz oxigène et l'air, réductible par la pile, insoluble dans l'eau. On l'emploie dans la peinture sur porcelaine pour obtenir le vert foncé et dans la fabrication des verres transparens imitant l'émeraude. On l'obtient par la calcination du protochrômate de mercure.

2° Le *deutoxide* (comp. 100 ch., 56,8 oxig., éch. syn. 28 chrôme, 16 oxigène) est brun, s'obtient en calcinant le protonitrate, jusqu'à ce qu'il ne se produise plus de vapeurs nitreuses : il n'existe pas dans la nature, et est sans usage. On pense que c'est un mélange de protoxide et d'acide chrômique.

3° *L'acide chrômique* (comp. 100 ch., 87,72 oxig., éch. syn. 28 chrôme, 24 oxig.) est solide, d'un rouge foncé, d'une saveur styptique métallique, décomposable par le feu et par l'acide hydrochlorique chaud, soluble dans l'eau ; il cristallise difficilement en petits cristaux d'un rouge de rubis ; s'extrait du chrômate de potasse.

Sels de Chrôme.

Nos remarques sur les sels d'arsenic sont applicables aux sels de chrôme. La combinaison de ce dernier métal avec l'oxigène joue le rôle d'acide au lieu de servir de base.

Chrômate de potasse. Il existe deux chrômates de potasse : le premier, qui est le plus important, est d'un jaune citron, cristallisé en prismes rhomboïdaux et s'obtient en calcinant le chrômate de fer lavé et pulvérisé

avec le nitrate de potasse, lessivant et faisant cristalliser : ce sel est d'un grand emploi dans la fabrication des toiles peintes pour faire ces beaux jaunes dits *jaunes aladins*. Le deuxième chrômate de potasse est un sel d'un rouge hyacinthe brillant et susceptible de donner des cristaux magnifiques de la même teinte.

Chrômate de fer. Existe dans la nature; on en extrait le chrôme.

Chrômate de plomb. Voyez plus loin l'histoire du plomb.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de chrôme. Ces sels ont été jusqu'à présent peu étudiés et sont en petit nombre : le métal joue le rôle d'acide.

1° Ils précipitent en jaune par les sels solubles de plomb.

2° *id.* en jaune-orangé par les protosels de mercure.

DU COBALT ET DE SES COMPOSÉS.

Cobalt. Pes. 8,538. Le cobalt existe dans la nature à l'état d'oxide, combiné avec le soufre et plusieurs métaux, à l'état de sel. En 1733, Brandt isola ce métal : il est d'un gris un peu rose et sans aucun éclat, lamelleux ou grenu, cassant, fusible à 130° de Wedgewood; il est très fréquemment uni à l'arsenic, quelquefois au nickel. La calcination que l'on fait subir au minerai chasse le soufre et l'arsenic, mais est insuffisante pour séparer l'oxide de cobalt du nickel et du fer; voici la méthode que propose M. Laugier pour l'isoler : dissolvez la mine de cobalt dans l'acide nitrique, versez dans la solution du succinate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité : filtrez la solution et ajoutez de l'ammoniaque liquide pure, il se précipitera un ammoniure de nickel; filtrez de nouveau, évaporez à siccité, mettez le résidu dans un creuset avec un mélange de charbon et d'huile, chauffez, et vous trouverez un bouton métallique au fond du

creuset On l'obtient aussi en décomposant le protoxide par le charbon.

Oxides. Le cobalt forme deux oxides : le premier est d'un gris-bleuâtre, le deuxième est noir ; on les trouve tous deux dans la nature, unis à l'arsenic, à la silice et au fer. Le premier de ces oxides, lorsqu'il est préparé avec soin et lorsqu'il contient une petite proportion d'alumine, constitue le *bleu de cobalt* des peintres : il en existe de deux qualités, selon la quantité d'alumine qu'il renferme.

La mine arsenicale de cobalt, oxidée par le grillage, mêlée et calcinée avec une proportion plus ou moins considérable de sable fin, donne un composé d'oxide de cobalt et d'oxide de fer que l'on regarde comme un véritable silicate, on l'appelle *safre*. Ce produit est la base du *bleu d'azur*, appelé aussi *bleu d'Email*, employé pour la coloration des cristaux, des faïences et dans l'art de l'émailleur : pour faire ce bleu on mêle le safre avec une partie ou une partie et demie de cendres gravelées (voyez pour ce composé l'histoire des sels de potasse) ; le mélange calciné dans des creusets se liquéfie en un beau bleu que l'on verse en pleine fusion dans une grande quantité d'eau pour l'étonner et faciliter sa pulvérisation : après l'avoir ensuite pulvérisée on jette cette poudre dans une nouvelle eau où elle se dépose suivant son degré de finesse : on fractionne ces dépôts, de sorte qu'il existe plusieurs espèces de bleu d'azur ; le dernier dépôt étant le plus fin forme l'azur des quatre feux, remarquable par sa finesse et sa belle couleur.

Sels de Cobalt.

On connaît particulièrement le nitrate et l'hydrochlorate de cobalt : la dissolution étendue de ces sels est peu foncée en couleur, de sorte que les caractères tracés sur le papier avec cette solution sont invisibles lorsqu'ils sont secs ; mais si l'on chauffe, le sel est dé-

composé, l'acide se dégage, et l'oxide de cobalt mis à nu paraît en *bleu* et donne cette teinte aux caractères : cette liqueur employée de cette manière s'appelle *encre de sympathie* : ordinairement l'écriture se montre en *vert-céladon* parce que le sel de cobalt employé, étant impur, contient un sel de fer et que l'oxide jaune de ce dernier métal change en vert l'oxide bleu de cobalt.

PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES ET RÉACTIFS DES SELS DE COBALT.

1° Les sels de cobalt cristallisés ou en dissolution sont roses.

2° Précipité bleu par les alcalis ; ce précipité est soluble dans l'ammoniaque et donne une solution rose.

3° Aucun précipité par l'acide hydrosulfurique.

4° Précipité noir par les hydrosulfates.

5° *id.* vert par le ferrocyanate de potasse.

6° *id.* rose-rouge par l'arseniate de potasse.

DE L'ANTIMOINE ET DE SES COMPOSÉS.

ANTIMOINE. Les anciens connaissaient un oxide d'antimoine qu'ils appelaient *stimmi* ou *stibium* ; Pline nous apprend qu'on l'employait comme topique dans les maladies des yeux : le mot *antimoine cru* fut employé plus tard dans le commerce pour désigner un minerai formé de soufre et d'antimoine. Nous ignorons par qui le métal fut extrait de son sulfure ; on lui donna d'abord le nom de *régule d'antimoine*. Jamais métal n'a été plus tourmenté par les alchimistes qui étaient en même temps médecins : les uns le prônaient comme un spécifique infaillible pour toutes les maladies, tandis que d'autres le décriaient comme un poison des plus violens qu'il importait de rayer de la liste des médicamens ; Lémery est le premier qui ait parlé raisonnablement des propriétés de ce métal. Cette divergence d'opinions a donné naissance à un grand nombre de préparations antimoniales qui sont encore en usage dans l'art de guérir.

L'antimoine, pes. 6,702, est d'une couleur blanche assez brillante, très cassant, d'une structure écailleuse ou en plaque. Il se fond aussitôt qu'il entre en ignition; et si l'on continue d'élever la température, il s'oxide et se dissipe en fumées blanches que l'on peut fondre en un verre hyacinthe, suivant la manière dont on conduit le feu. Le premier de ces produits s'appelait *fleurs argentines d'antimoine*, et le deuxième *verre d'antimoine*. On isole l'antimoine de son sulfure en le grillant et le calcinant ensuite après l'avoir mélangé avec du charbon.

L'antimoine s'allie avec la plupart des métaux que nous avons étudiés : l'alliage d'antimoine et d'étain est blanc; on l'emploie à divers usages, et particulièrement pour faire les planches à graver la musique.

Oxides. Les oxides d'antimoine sont faiblement solubles dans l'eau; ils ressemblent à cet égard à l'oxide blanc d'arsenic, dont ils se rapprochent d'ailleurs par leurs propriétés presque acides. Il existe trois et peut-être quatre oxides d'antimoine : 1° le protoxide est une poudre noirâtre obtenue au pôle positif de l'appareil voltaïque quand on plonge les conducteurs dans un mélange de poudre d'antimoine et d'eau : cet oxide absorbe rapidement l'oxigène de l'air et se convertit en tritoxide; 2° le deutoxide est une poudre d'un blanc sale fusible à une chaleur médiocre, et cristallisable en réfroidissant; on peut l'obtenir en faisant digérer le métal en poudre dans l'acide hydrochlorique et précipitant par la potasse, ou en calcinant l'antimoine avec le contact de l'air; 3° le tritoxide a une belle couleur blanche qui lui avait fait donner le nom de fleurs argentines; on le prépare en faisant digérer à chaud l'acide nitrique sur l'antimoine, et calcinant le sous-nitrate : il forme avec les différentes bases des composés appelés quelquefois antimonites; 4° le peroxide d'antimoine est insoluble et de couleur paille : on l'obtient en chauffant le métal en poudre fine, avec six fois son poids de nitre, dans un creuset d'argent : le résultat de

cette réaction est une espèce de sel (antimoniate de potasse); en y versant de l'acide hydrochlorique, le peroxide d'antimoine ou acide antimonique se précipite.

Les préparations médicinales: *Foie d'antimoine, verre d'antimoine, safran des métaux, fondant de Rotrou, antimoine diaphorétique, antimoine diaphorétique lavé, matière perlée de Kerkringius*, sont des états physiques particuliers des divers oxides d'antimoine.

Sulfure d'antimoine. Le soufre s'unit à l'antimoine, et donne un composé que l'on trouve dans la nature en masses grises d'acier cristallisées en aiguilles. Ce minerai, traité par un alcali, peut donner deux poudres rougeâtres connues en médecine sous les noms de *kermès* et de *soufre doré d'antimoine*.

Chlorures d'antimoine. Que l'on peut appeler aussi hydrochlorates d'antimoine. Il existe deux chlorures d'antimoine : le premier était nommé anciennement *beurre d'antimoine :* il est onctueux, très caustique, fusible et déliquescent; on le prépare en distillant deux parties de sublimé corrosif (chlorure de mercure) avec une d'antimoine, la substance qui passe dans le récipient a la consistance de la graisse. Le deuxième est un liquide incristallisable, que l'on prépare en traitant l'antimoine par l'eau régale et évaporant convenablement.

Sels d'Antimoine.

Ces composés ont peu de stabilité et offrent peu d'importance, excepté le sel double tartrate de potasse et d'antimoine (*émétique*) dont nous parlerons dans l'histoire de l'acide tartarique.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels d'antimoine. 1° Avec l'eau, précipité blanc; ce précipité est formé de beaucoup d'oxide et de peu d'acide, et il reste dans la dissolution beaucoup d'acide retenant peu d'oxide.

2° Précipité rouge jaunâtre par l'acide hydrosulfurique.

3° Avec le zinc ou le fer, précipité noir, qui, fondu avec de l'huile, laisse un culot métallique cassant et brillant.

DU BISMUTH ET DE SES COMPOSÉS.

Bismuth. Les Grecs et les Arabes semblent ne pas avoir eu connaissance du bismuth. Il paraît cependant que les mineurs allemands l'avaient distingué à une époque très reculée, et qu'ils lui avaient déjà donné le nom de bismuth ; mais il ne fut bien connu sous ce nom qu'en 1529 : on le considéra pendant long-temps comme un alliage.

Le bismuth, pes. 9,8, est d'un blanc rosé, sous forme de lames très brillantes et adhérentes les unes aux autres, fusible à 247° ; si la chaleur augmente, il se volatilise et peut être distillé à vases clos. On l'extrait du bismuth natif par la fusion : ce métal, plus fusible que les autres métaux auxquels il est uni, s'en sépare et coule dans des auges disposées à cet effet. On l'emploie en chimie pour l'essai des creusets, et dans les arts pour la dorure sur porcelaine.

Oxide. Le bismuth n'a qu'un seul oxide ; si le métal est traité par l'acide nitrique, il se forme une poudre d'un blanc grisâtre, qui est l'oxide de bismuth, contenant un peu d'acide nitrique : on le fait passer par un excès d'acide à l'état de nitrate, acide cristallisable. La dissolution de ces cristaux versée dans une grande quantité d'eau est transformée en sous-nitrate insoluble. Ce sous-nitrate d'un blanc éclatant, était employé comme blanc de fard, sous les noms de *magister de bismuth*, *de blanc de perle* : on s'en sert dans la fabrication des cires à cacheter. Si l'on calcine le sous-nitrate de bismuth, l'acide nitrique se dégage, et l'oxide reste pur.

Sels de Bismuth.

Le seul qui présente quelqu'intérêt est le nitrate, acide cristallisable, dont j'ai parlé plus haut.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de bismuth.

1° Sels blancs

2° Précipitent en blanc par l'eau.

3° Précipité noir par l'acide hydrosulfurique.

4° Précipité blanc par le ferrocyanate de potasse.

5° Précipité orangé par l'infusion de noix de galles.

6° Sont réduits à l'état métallique par le zinc et par le fer.

DU CUIVRE ET DE SES COMPOSÉS.

Cuivre. L'époque de la découverte du cuivre n'est pas connue ; nous voyons dans Homère que, pendant la guerre de Troie, les combattans n'avaient d'autres armes que celles faites de bronze, qui est un alliage de cuivre et d'étain.

Le cuivre, pes. 8,89, est un métal d'un beau rouge, brillant, dur, sonore, malléable et très ductile ; sa saveur est styptique et nauséabonde. A une température de 27 degrés de Wedgewood, il entre en fusion ; le bain a une couleur bleu-verdâtre ; une chaleur plus forte le fait entrer en ébullition et le volatilise en vapeurs visibles, selon Thomson. Les chimistes français lui refusent la propriété de se vaporiser, ainsi que celle de cristalliser bien nettement.

Le cuivre ne décompose l'eau à aucune température, à moins qu'il ne soit à la fois mouille et en contact avec l'air : il existe dans la nature à l'état natif, à l'état d'oxide, de sulfure, combiné avec les acides.

Les mines de cuivre sont en très grand nombre, et le procédé pour obtenir le métal est assez compliqué ; la pyrite de cuivre est le minerai que l'on exploite ordinairement. On rassemble le sulfure en tas sur un lit de bois ; au moyen d'une ouverture placée au milieu, et par laquelle on jette le combustible, on grille la mine : cette opération, qui dure quelquefois un an, a pour objet de sublimer le soufre et de transformer le sulfure

en oxide ; la mine grillée est mêlée au charbon, on opère la fusion dans un fourneau, et le composé obtenu s'appelle *matte :* il est formé de cuivre, de fer, et de soufre : on grille cette matte concassée encore huit ou dix fois, puis on la fond en la mêlant au quartz pour s'opposer à la réduction du fer et faciliter cette fusion. On obtient enfin une masse composée d'environ 0,9 de cuivre noir : cette masse est fondue de nouveau, et au moyen de soufflets dirigés sur la surface en fusion, le fer, le soufre, sont brûlés et le cuivre est affiné. Les oxides et carbonates de cuivre se réduisent par le charbon.

Pour obtenir le cuivre pur, propre à faire des expériences, on le précipite à l'état métallique en plongeant des lames de fer dans la dissolution de deutohydrochlorate, et on lave ensuite le précipité avec une petite quantité d'acide hydrochlorique étendu.

Le phosphore, le soufre, l'iode et le chlore, forment avec le métal des composés sans intérêt.

Les usages du cuivre à l'état métallique sont tellement nombreux qu'il serait impossible de les énumérer tous ; nous rappellerons seulement ses alliages avec les combustibles métalliques précédemment étudiés.

Le cuivre s'unit imparfaitement au fer par la voie de fusion : il se combine avec l'étain à une température bien inférieure à celle qui est nécessaire pour le fondre lui-même, et c'est sur cette propriété qu'est fondé l'étamage des vases de cuivre. On commence par décaper la surface du vase, puis on le chauffe, on le saupoudre de résine et de sel ammoniac, afin de prévenir une nouvelle oxidation qui s'opposerait à l'adhérence de l'étain avec la surface : on y verse alors le métal fondu qu'on étend avec soin ; une très petite quantité adhère au cuivre, mais suffit, quand elle est bien appliquée, pour empêcher les effets nuisibles qui peuvent résulter de l'oxidation du cuivre. L'étain allié au cuivre en différentes proportions forme le bronze, dont la pesanteur spécifique est toujours plus considérable que celle

que l'on pourrait attendre des quantités respectives et des pesanteurs spécifiques des parties qui le constituent.

Cette composition, sonore et durable, entre dans la fabrication des canons, des cloches, des statues et autres objets.

Bronze des canons	100 de cuivre	11 d'étain.

L'addition de 1 à 2 centièmes de fer donne à cet alliage plus de force et de résistance : tel est au moins le résultat d'essais faits dernièrement par le colonel Dusaussoy : une commission composée de membres de l'Académie des sciences et d'officiers supérieurs s'occupe de cette question.

Métal des cloches	78 de cuivre	22 d'étain.

Les bronzes et le métal des cloches contiennent, outre l'étain, quelques autres substances, telles que du plomb, du zinc ou de l'arsenic : une propriété remarquable du bronze est qu'il devient malléable si on le plonge dans l'eau froide après l'avoir chauffé au rouge.

Le cuivre, allié au zinc, compose le laiton, que l'on distingue par différens noms, suivant les proportions des deux élémens. Il n'est pas facile d'unir par la fusion ces deux métaux en proportions considérables, parce que le zinc brûle et se volatilise à une température bien inférieure à celle qui est nécessaire pour fondre le cuivre ; mais ils s'allient très bien par la cémentation. Dans le travail du laiton, le cuivre est d'abord mis en grains en le versant à travers une plaque de fer percée de petits trous, et luttée avec de l'argile dans une masse d'eau de quatre pieds environ de profondeur, et qu'on renouvelle continuellement afin de prévenir les explosions dangereuses qui pourraient avoir lieu ; on ne verse le métal que par petites quantités à la fois. Il y a maintenant diverses méthodes pour combiner ce cuivre en grains avec la vapeur de zinc. Le

procédé le mieux entendu paraît être celui dont Cramer fait mention : la calamine pulvérisée et mêlée avec partie égale de charbon et une certaine quantité d'argile, est bien remuée dans le vase de fusion ; on place au-dessus une quantité de cuivre qui s'élève aux deux tiers du poids de la masse calaminaire ; le tout est recouvert de charbon. Par ce moyen, le zinc volatilisé s'élève et convertit le cuivre en laiton qui s'écoule dans l'argile : si la calamine contient du plomb, il ne se trouve pas mêlé au laiton, attendu que le zinc s'élève seul par l'action de la chaleur. En Allemagne on bat en feuilles une belle espèce de laiton que l'on suppose fait par la cémentation de plaques de cuivre avec la calamine, et que l'on vend sous le nom d'or de Hollande ou de métal hollandais ; il est environ cinq fois aussi épais qu'une feuille d'or, c'est-à-dire que ces feuilles ont environ 1/60,000 de pouce d'épasseur.

Le laiton que l'on préfère pour le tour est celui de Stolberg ; l'analyse démontre qu'il contient 65,8 cuivre, 31,8 zinc, 2,8 plomb, 0,25 étain : le *chrysocale* paraît formé de 92 de cuivre, 6 de zinc et 6 d'étain.

Le cuivre s'unit à l'arsenic et donne un composé blanc, cassant, appelé *tombac*. Le même métal s'unit promptement à l'antimoine, et donne lieu à un composé d'une belle couleur violette ; il ne se combine pas facilement avec le manganèse ; il s'allie au bismuth et forme un alliage blanc-rougeâtre.

M. Darcet a constaté la propriété dont nous avons déjà parlé, c'est-à-dire que les alliages de cuivre et d'étain acquéraient par la trempe assez de ductilité pour être travaillés au marteau : si on les chauffe de nouveau et si on les laisse réfroidir lentement, ils deviennent durs, plus ou moins cassans et sonores : tel est le principe utilisé par ce chimiste pour fabriquer des *tamtams* qui rivalisent avec ceux que l'on importait de la Chine.

Oxides. Le cuivre exposé à l'air humide se ternit et bientôt se recouvre d'une croûte verdâtre, qui est

une combinaison d'oxigène et de cuivre mêlé à du carbonate de cuivre, et que l'on appelle vulgairement *vert-de-gris*. Il existe deux oxides de cuivre.

Le protoxide, rouge, et quelquefois orange, se trouve dans la nature, en rognons ou cristallisé; chauffé il s'empare de l'oxigène de l'air et passe à l'état de deutoxide; il n'est guère attaqué que par l'acide hydrochlorique: il se prépare en faisant digérer dans une fiole hermétiquement bouchée une dissolution d'hydrochlorate de cuivre sur des tournures de ce métal; la couleur passe du vert au bleu-foncé, et il se dépose des grains cristallisés grisâtres. La dissolution de ces cristaux précipités par la potasse donne une poudre orange; c'est le protoxide.

Le deutoxide est noir; à l'état d'hydrate il est bleu, sans action sur l'oxigène; mais il s'empare de l'acide carbonique de l'air, et forme un deutocarbonate insoluble dans l'eau, mais très soluble dans l'ammoniaque à laquelle il donne une belle couleur bleu-céleste. Il est réduit par le charbon à une température élevée; on peut le faire en desséchant l'oxide hydraté qu'on précipite du nitrate de cuivre par la potasse.

Ces oxides sont très vénéneux.

On connaît sous le nom de cendres bleues une matière colorante obtenue avec le cuivre et employée dans la coloration des papiers: les cendres bleues anglaises, qui sont estimées à cause de la permanence de leur couleur, ont la même composition que le carbonate bleu naturel, c'est-à-dire deutoxide de cuivre 69,13, acide carbonique 25,6, eau 5,37: le procédé par lequel on les prépare est tenu secret. Nos cendres bleues sont préparées en traitant le nitrate de cuivre par la chaux; on broye l'oxide de cuivre précipité avec 6 à 7 centièmes de chaux; ces cendres, qui ne sont par conséquent qu'un mélange de chaux et d'oxide de cuivre, donnent une couleur bleue qui, avec le temps, passe au vert.

Sels de Cuivre.

Les oxides de cuivre forment avec les acides des sels presque tous solubles dans l'eau.

Carbonate de cuivre. Se rencontre dans la nature sous deux états bien distincts ; le carbonate vert et le carbonate bleu. On croit que cette différence provient de la quantité d'eau qui leur est combinée. L'espèce verte *malachite* peut acquérir un beau poli, on l'emploie à faire des dessus de meubles d'un grand prix. Ce sel s'obtient artificiellement en faisant arriver un courant de gaz acide carbonique dans de l'hydrate de cuivre tenu en suspension au moyen de l'eau.

Sulfate de cuivre (éch. syn. 80 acid. sulf., 80 oxid. de cuivre). L'acide sulfurique à froid n'attaque pas le cuivre ; bouillant il se partage, une partie oxide le cuivre, l'autre se combine avec cet oxide et forme un sulfate. Ce sel est en beaux cristaux bleus, d'où lui sont venus les noms de *couperose bleue*, *de vitriol bleu*. Il a une saveur styptique désagréable ; il se trouve dans la nature en dissolution dans quelques eaux minérales d'où on l'extrait par évaporation ; on l'obtient aussi en exposant la pyrite de cuivre à l'air humide, lessivant et faisant cristalliser. Ce sel sert à préparer le vert de Scheèle, les cendres bleues, etc., etc.

Nitrates de cuivre. Le cuivre est attaqué rapidement par l'acide nitrique ; il se dégage du deutoxide d'azote qui se change au contact de l'air en vapeurs rouges et rutilantes d'acide nitreux ; le cuivre est oxidé et dissous ; en variant les proportions d'acide et de métal on obtient du protonitrate ou du deutonitrate. Le premier est bleu, déliquescent, éprouve la fusion aqueuse et peut se décomposer par une chaleur plus élevée.

Le cuivre pur n'est point vénéneux, mais ses préparations agissent comme poisons lorsqu'elles sont introduites dans l'estomac des animaux : il est probable que le poison est absorbé et vient par le moyen de la

circulation agir sur le cerveau et les nerfs : le sucre est un antidote puissant contre ce poison, quoique son mode d'action soit tout-à-fait obscur. M. Duval, et ensuite M. Orfila, rapportent plusieurs exemples de personnes qui ayant avalé par accident ou à dessein des doses assez fortes de vert-de-gris, furent sauvées par l'usage du sucre. M. Orfila trouva constamment qu'une dose de vert-de-gris qui aurait été capable de tuer un chien dans l'espace d'une heure ou deux pouvait être avalée impunément si on l'avait préalablement mêlée à une grande quantité de sucre.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de cuivre. Ce métal formant deux oxides, on connaît deux genres de sel, protosels et deutosels : les premiers ne se trouvent que dans les laboratoires ; je donnerai seulement les réactifs des seconds.

1° Le cuivre est précipité à l'état métallique par le fer et le zinc.

2° Précipité bleu par les alcalis ; le précipité se redissout dans l'ammoniaque liquide et donne une liqueur limpide d'un bleu magnifique.

3° Précipité noir par l'acide hydrosulfurique.

4° *Idem* brun-marron par la ferrocyanate de potasse.

DU PLOMB ET DE SES COMPOSÉS.

Plomb. La connaissance du plomb date des premiers siècles. Moïse en fait plusieurs fois mention.

Pes. 11,35. Ce métal est blanc-bleuâtre, mou, flexible, peu tenace, et conséquemment incapable d'être étiré, quoique s'étendant facilement sous le marteau : il fond à 260°, bout à une forte chaleur et se volatilise lentement. Il raie en gris-bleu le papier. Pris intérieurement, ce métal est un poison. On l'extrait toujours de la *galène* ou sulfure de plomb ; on grille le minerai à plusieurs reprises et on le transforme ainsi en oxide ; il est alors mêlé avec du charbon et chauffé dans un fourneau ; le charbon s'empare de l'oxigène,

la chaleur fait fondre le métal qui coule dans des réservoirs appropriés.

Les usages du plomb à l'état métallique sont nombreux : il sert 1° à couvrir les édifices ; 2° à fabriquer la plupart des tuyaux de conduite, pour préparer les balles, la grenaille, etc.

Le plomb s'allie à l'étain en toutes proportions. Cet alliage est plus dur et a beaucoup plus de ténacité que l'étain. On emploie souvent ce mélange pour étamer des vases de cuivre, et la nature nuisible du plomb ayant dû faire soupçonner que de tels vaisseaux employés pour la préparation des alimens pouvaient être dangereux pour la santé, le gouvernement espagnol chargea Proust de faire des recherches à ce sujet : le résultat de ses expériences fut qu'en faisant bouillir et laissant ensuite refroidir du vinaigre ou du jus de limon dans des vases étamés avec le mélange de plomb et d'étain, il n'y avait qu'une quantité infiniment petite de ce dernier métal dissoute, mais que le plomb n'avait été nullement attaqué, la présence de l'étain ayant uniformément garanti le plomb de toute action ; d'où l'on doit conclure que l'emploi des vases de cuivre ainsi étamés ne présente aucun danger. Deux parties de plomb et une d'étain forment un alliage plus fusible que l'un ou l'autre des métaux pris isolément ; il est connu sous le nom de soudure des plombiers.

Le bismuth se combine très facilement avec le plomb et donne un alliage d'un grain serré mais très cassant. Un alliage de 8 parties de bismuth, 5 de plomb et 3 d'étain, se fond à une chaleur insuffisante pour faire bouillir l'eau : cette propriété le rend très-utile pour le plombage des dents cariées ; aussi est-il généralement employé aujourd'hui.

En fondant ensemble parties égales d'antimoine et de plomb, on obtient un alliage cassant et poreux ; avec quatre parties de plomb et une d'antimoine, l'alliage est compact, malléable, et d'une bien plus grande dureté que le plomb ; enfin, l'alliage ne diffère du

plomb que par sa dureté lorsqu'il est formé de seize parties de plomb et d'une d'antimoine. Cet alliage sert à faire les caractères de l'imprimerie ; sa ténacité est très considérable, et sa pesanteur spécifique plus grande que la moyenne des deux métaux.

Le cuivre ne s'unit au plomb que lorsqu'il est fondu à une température assez élevée pour le faire bouillir et répandre des vapeurs, c'est-à-dire à la chaleur du rouge éclatant. On emploie, dit-on, quelquefois cet alliage dans les imprimeries pour les grands caractères.

Oxides. Le plomb exposé à l'air humide perd promptement son éclat ; il prend d'abord une couleur d'un gris sale, et peu à peu sa surface devient presque blanche : ce changement est dû à sa combinaison par degrés avec l'oxigène et l'acide carbonique de l'air, mais cette conversion est extrêmement lente ; à l'aide de la chaleur, au contraire, le plomb s'oxide très rapidement. Les chimistes ne sont pas d'accord sur le nombre des oxides de plomb. Nous admettrons qu'il en existe trois : 1° *le protoxide* ou *oxide jaune-rouge* ; 2° *le deutoxide* ou *minium* (oxide rouge) ; 3° *le tritoxide* ou *oxide brun*.

Le protoxide ou oxide jaune de plomb est celui qui a été examiné avec le plus de soin ; il est sans saveur, insoluble dans l'eau, mais soluble dans la potasse et les acides : il se forme toutes les fois que l'on expose du plomb à une forte chaleur avec le contact de l'air. On l'obtient encore par la dissolution du plomb dans une quantité d'acide nitrique suffisante pour que cette solution soit incolore. On la sature alors de carbonate de potasse en excès ; il se précipite une poudre blanche qui, étant séchée et chauffée à peu près au rouge-brun, prend une couleur jaune-rouge. Cet oxide est connu sous le nom de *litharge* : il entre dans la composition du blanc de plomb ou *céruse* dont il sera parlé plus loin.

Les huiles de lin, de noix, d'œillettes ou de graines de pavots, etc., chauffées avec cet oxide de plomb, deviennent épaisses, consistantes et siccatives ; on les

emploie alors sous le nom d'*huiles lithargirisées*, dans les cimens, en peinture, dans les vernis, etc., etc. La litharge fondue avec du sel commun décompose ce dernier; l'oxide de plomb s'unit à l'acide hydrochlorique et forme un hydrochlorate de plomb, *jaune de Naples*, dont on se sert dans les vernis et dans la peinture.

Si l'on met la litharge réduite en poudre fine dans un fourneau, et qu'on la remue continuellement pendant que sa surface est exposée à la flamme, elle se convertit, au bout d'environ quarante-huit heures, en une belle poudre rouge, connue sous le nom de *minium* de *plomb rouge* ou de *faux vermillon*. Ce deutoxide de plomb est fusible, très peu soluble dans l'eau, décomposable par la chaleur; il est employé en grande quantité dans les verreries, dans la peinture et même comme cosmétique; mêlé chimiquement au protoxide, il donne un composé d'un beau jaune qu'on appelle *massicot*.

TRITOXIDE. En faisant digérer du plomb rouge dans l'acide nitrique, on en dissout la plus forte partie, mais il reste une poudre brune-foncée qui est un peroxide de plomb sans usage. La chaleur le ramène à l'état de protoxide.

Le phosphore se combine avec le plomb, à l'aide de la chaleur; le chlore et l'iode s'unissent également à ce métal.

SULFURE DE PLOMB, ou galène, est un composé de 100 parties de métal et de 15, 38 de soufre (éch. syn. 104 de plomb, 16 de soufre); il est solide, brillant, d'une couleur bleue-grisâtre, moins fusible que le plomb; est très commun dans la nature; il est employé sous le nom d'alquifoux dans la poterie.

Sels de Plomb.

CARBONATE DE PLOMB (éch. syn. 22 acide carbonique, 112 oxide de plomb). Ce sel appelé aussi *blanc de plomb*, *céruse* est le seul blanc qu'on emploie dans la peinture à l'huile : celui du commerce est généralement falsifié avec de la craie, de l'argile et du sulfate de plomb. On peut

le préparer de la manière suivante : on expose des lames minces de plomb à la vapeur du vinaigre, dans des vases de terre vernissés, enfouis dans une couche de fumier ou de tan et bien fermés. Ces lames sont peu à peu corrodées et se recouvrent d'une poudre blanche pesante que l'on sépare du plomb non attaqué. On considérait autrefois cette poudre comme un oxide particulier de plomb, mais il est connu aujourd'hui que c'est un composé d'oxide jaune et d'acide carbonique. M. Roard a établi, à Clichy, une manufacture considérable de céruse : nous renvoyons aux acétates l'examen du procédé aussi expéditif qu'ingénieux qu'il emploie.

SULFATES DE PLOMB (éch. syn. 40 acide sulfurique, 112 oxide de plomb). L'acide sulfurique n'agit pas sur le plomb, à moins qu'il ne soit concentré et bouillant : l'acide alors se décompose, une partie oxide le plomb et se change en acide sulfureux qui se dégage ; l'acide non décomposé s'unit à l'oxide formé. Ce sel est soluble dans l'eau, sans saveur, indécomposable par la chaleur dans des vaisseaux fermés. On forme aussi un sous-sulfate en poudre blanche insoluble que l'on emploie quelquefois comme remplaçant la céruse.

NITRATES DE PLOMB (éch. syn. 54 acide nitrique, 112 oxide de plomb). L'acide nitrique attaque vivement le plomb et forme deux nitrates, suivant les quantités d'acide employées. Ces sels ne se trouvent pas dans la nature et n'ont aucun usage.

CHROMATE DE PLOMB. Sel jaune, insoluble, pulvérulent et connu dans le commerce sous le nom de jaune de chrôme : on l'obtient par le quatrième procédé c'est-à-dire par voie de double décomposition en traitant le chrômate de potasse par l'acétate de plomb : le précipité qui est d'un beau jaune doit être parfaitement lavé ; on emploie ce jaune dans la peinture, sur les porcelaines ou sur les voitures, et dans ces derniers temps on est parvenu à le fixer sur les tissus. Toutes les préparations de plomb sont vénéneuses ; tel est la cause de la plu-

part des maladies dont sont affligés les peintres et surtout les ouvriers occupés au broyage des composés de plomb employés comme couleurs.

PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES ET RÉACTIFS DES SELS DE PLOMB.

1° Les sels de plomb sont blancs d'une saveur sucrée styptique.

2° Par les alcalis précipité blanc, soluble en partie dans un excès de soude ou de potasse caustique.

3° Précipité noir par l'acide hydrosulfurique.

4° Précipité jaune par le chrômate de potasse.

5° Précipité blanc cristallin par l'acide hydrochlorique.

6° Le zinc métallique placé dans une dissolution de plomb, précipite ce dernier en aiguilles fines.

MÉTAUX DE LA CINQUIÈME SECTION.

Le nombre de ces métaux est très limité, puisque l'on ne compte que le mercure et l'osmium. Nous n'examinerons que le premier.

DU MERCURE ET DE SES COMPOSÉS.

MERCURE. Pes. 13,56. Ce métal, appelé aussi *vif-argent*, fut connu dès les temps les plus reculés : on l'employait alors comme aujourd'hui pour appliquer l'or sur les autres métaux. Il est fluide à la température ordinaire, d'un blanc d'argent ; volatil à 350°, inodore, insipide et susceptible de se solidifier à environ —40° ; il ressemble alors à l'argent et devient malléable : on le trouve quelquefois à l'état natif, mais en général il est, dans la nature, combiné avec le soufre ; il porte alors le nom de *cinabre* ou de *vermillon ;* on l'isole en le distillant avec de la chaux vive ou de la limaille de fer qui s'emparent du soufre. On exploite ce métal sur le territoire autrichien, en Espagne et dans l'Amérique du Sud.

Le mercure a près de quatorze fois le poids de l'eau ; c'est le plus pesant des métaux après l'or et le platine : un morceau de pierre, de fer, de plomb, d'argent mis dans le mercure, surnage à sa surface comme un morceau de bois sur l'eau. Ce métal ne décompose l'eau ni à chaud ni à froid, et ne s'empare de l'oxigène de l'air qu'à l'aide de la chaleur.

On emploie le mercure pour la construction des baromètres et des thermomètres, l'étamage des glaces, etc. Dans les pays qui possèdent des mines d'or et d'argent, on s'en sert pour séparer ces métaux des matières étrangères. C'est ce qu'on appelle amalgamation.

La pharmacie en consomme une assez grande quantité pour préparer l'onguent mercuriel, les oxides de mercure, le sublimé corrosif, le calomel, etc., etc.

Le mercure a une grande affinité pour les autres métaux ; ces alliages prennent le nom d'*amalgames*.

Une partie de zinc, deux parties de mercure et une d'étain forment un amalgame qui cristallise, lorsqu'après avoir été fondu on le laisse réfroidir lentement. On se sert de cet amalgame pour l'excitation des machines électriques.

Le mercure s'unit facilement à l'étain, même à froid, et ces métaux peuvent être combinés en toutes proportions, en mettant du mercure dans l'étain fondu. L'amalgame d'étain, lorsqu'il est formé de trois parties de mercure et d'une partie d'étain, cristallise en lames carrées grises et brillantes. On emploie l'amalgame d'étain pour l'étamage des glaces ; on applique sur une table une feuille d'étain extrêmement mince et bien battue : on l'y étend avec une règle polie, arrondie du côté où elle presse l'étain ; on recouvre ensuite de mercure la surface de cette feuille, que l'on tamponne avec soin jusqu'à ce que les deux métaux soient incorporés ; on fait alors glisser une glace sur cet amalgame, et on l'y maintient par des poids : l'excès de mercure s'écoule, et en très peu de temps la feuille étamée adhère à la glace et la convertit en miroir.

On peut unir l'antimoine au mercure en versant ce métal en fusion dans du mercure presque bouillant. En mêlant de cette manière trois parties de mercure avec une partie d'antimoine fondu, on obtient un amalgame mou qui se décompose très promptement de lui-même.

Un mélange de trois parties de mercure, d'une partie de plomb et d'une partie de bismuth forme un amalgame parfaitement fluide. Ce composé triple peut être passé à travers une peau de chamois sans éprouver de décomposition ; le mercure est souvent falsifié par la présence de ces métaux ; mais il fait alors la *queue*, c'est-à-dire qu'en agitant une goutte de ce métal sur un vase à fond plat, cette goutte, au lieu de conserver la forme sphérique, se termine en pointe et adhère en partie à la surface du vase. Ces falsifications sont très nuisibles lorsqu'on emploie le mercure pour les préparations pharmaceutiques ; aussi dans les pharmacies doit-on distiller le mercure que livre le commerce.

La propriété qu'a le mercure de dissoudre une certaine quantité d'or et d'argent a fourni aux alchimistes un moyen d'en imposer et de faire croire qu'ils avaient réussi à opérer la transmutation des métaux. Ils employaient dans leurs opérations du mercure qui tenait en dissolution des petites quantités de ces métaux ; et comme le premier se volatilise par la chaleur, ils obtenaient le second à nu. Il eût été facile de découvrir la fraude ; mais ils se gardaient bien d'exposer leur mercure aux regards des spectateurs.

Oxides. Les oxides de mercure connus jusqu'à présent sont au nombre de deux.

Protoxide (éch. syn. 200 mer., 8 oxig.) : poudre noire, sans aucun éclat métallique, d'une saveur cuivreuse, insoluble dans l'eau, et que l'on appelait anciennement *éthiops perse*. On l'obtient en traitant le protonitrate de mercure par l'ammoniaque : le précipité noir, lavé avec soin et séché à l'abri de la lumière, constitue le protoxide. M. Guibourt assure que cet

oxide présente des globules de mercure coulant, qu'on peut les apercevoir à la loupe, et même à l'œil nu, lorsque cette poudre est soumise à une forte pression : selon lui, cette poudre ne serait qu'un mélange de mercure et de deutoxide, et le protoxide n'existerait que combiné avec les acides.

Deutoxide (comp. éch. syn. 200 merc., 16 oxig.); poudre rouge-orangée, appelée anciennement *précipité perse*, que l'on obtient en exposant le nitrate de mercure à une température qui s'élève graduellement : l'acide nitreux se dégage en partie, et la combinaison se réduit en un oxide rouge brillant, qui retient néanmoins encore une petite quantité d'acide ; cet oxide est employé en médecine pour la destruction des vermines et pour le traitement des ulcères vénériens, après l'avoir mêlé à un onguent. Chauffé fortement, le précipité rouge dégage de l'oxigène mêlé de gaz azote, et le mercure se sublime à l'état métallique. La lumière le décompose ; il est faiblement soluble dans l'eau, lui communique une saveur métallique très prononcée et la propriété de verdir le sirop de violette. On peut encore préparer le deutoxide de mercure en traitant le deutonitrate de mercure par la potasse. Le précipité obtenu ainsi et agité dans l'ammoniaque liquide, se combine à cet alcali en formant un composé blanchâtre insoluble dans l'eau et qui détonne lorsqu'on l'expose à la chaleur : on le connaît sous le nom d'*ammoniure de mercure*.

Sulfures de mercure. Le soufre peut s'unir au mercure en deux proportions, et forme ainsi le protosulfure qui est noir, et le deutosulfure qui est rouge. 1° En triturant ensemble dans un mortier deux parties de soufre et une de mercure, ce métal disparaît par degrés, et le tout prend la forme d'une poudre noire que l'on appelait anciennement *éthiops mercuriel* ou *minéral*. On peut aussi l'obtenir en faisant passer un courant de gaz acide hydrosulfurique dans une dissolution acide de mercure : le sulfure noir se précipite,

ce sulfure peut donner, lorsqu'on le comprime, du mercure coulant; sa composition n'est pas bien déterminée. Suivant l'échelle synoptique; il serait formé de 200 de mercure, et de 16 de soufre.

2° Deuto-sulfure, comp. 100 merc., souf. 32 (éch. syn. 100 mercure, 32 soufre), appelé aussi *cinabre* ou *vermillon*, est d'une couleur violacée lorsqu'il est en cristaux ; sa poudre est d'un rouge éclatant. On le prépare comme il suit : on triture ensemble 300 parties de mercure et 68 de soufre, le tout humecté de quelques gouttes d'une dissolution de potasse ; au bout de quelque temps l'éthiops mercuriel est formé : on ajoute alors 160 parties de potasse dissoutes dans une quantité égale d'eau. On expose le vase qui contient le mélange à la flamme d'une bougie, en continuant de triturer sans interruption ; à mesure que l'évaporation du liquide a lieu, on ajoute de temps en temps de l'eau pure, de manière que le mélange soit constamment recouvert du liquide à la hauteur d'environ 25 millimètres. Après deux heures de trituration soutenue, et ordinairement quand une grande partie du liquide est évaporée, la couleur noire passe au brun, et alors très rapidement au rouge : il ne faut plus ajouter d'eau, mais la trituration doit être continuée : lorsque la masse a acquis la consistance d'une gelée, la couleur rouge devient de plus en plus brillante : à l'instant où cette couleur est la plus belle possible, on retire le composé du feu et il conserve une belle couleur rouge de carmin. Ce procédé est préférable lorsque l'on veut obtenir le cinabre en poudre pour les besoins des arts ; mais le deutosulfure peut encore se préparer en plaçant l'éthiops mercuriel dans un matras et chauffant à une chaleur voisine du rouge : il y a dégagement de vapeurs sulfureuses ; le cinabre se sublime en aiguilles violacées qui passent au rouge par la pulvérisation. Ce sont principalement les Hollandais qui fabriquent le cinabre ou vermillon, mais on dit que le vermillon de Chine est encore plus brillant

que celui qu'ils préparent. Le cinabre, tel qu'il se trouve dans la nature, est rarement assez pur pour l'emploi que l'on en fait dans les arts.

C'est, comme nous l'avons dit, de ce sulfure de mercure, qui se trouve en grandes masses, que l'on extrait le métal ; il est décomposable par une forte chaleur ; le fer et plusieurs métaux chauffés avec lui, lui enlèvent le soufre qu'il contient ; l'air et l'oxigène sont sans action sur lui à froid.

Chlorures de mercure. Le chlore s'unit au mercure en deux proportions ; il forme le proto et le deutochlorure de mercure. Ces deux composés peuvent également s'appeler proto et deutohydrochlorate de mercure.

Le perchlorure de mercure (éch. syn. 74 acide hydrochlorique, 216 de deutoxide de mercure ; ou bien 72 chlore, 200 de mercure) s'appelait anciennement *sublimé corrosif*, *mercure corrosif* : on ignore l'époque de sa découverte : Avicenne en fait mention vers le milieu du onzième siècle. Ce composé, lorsqu'il est obtenu par la sublimation, est sous forme d'une belle masse blanche, demi-transparente, formée de petites aiguilles prismatiques ; mais si on le prépare par l'évaporation de sa dissolution, il cristallise en prismes rhomboïdaux ou quadrangulaires. L'eau peut dissoudre la moitié, et l'alcool les 88/100 de son poids ; cette solution a une saveur métallique très désagréable. Le meilleur procédé pour le préparer est de sublimer dans un matras de verre un mélange de cinq parties de proto et deutosulfate de mercure, de quatre parties de sel marin décrépité et d'une partie de peroxide de manganèse : dans cette opération le sulfate et le chlorure de sodium se décomposent ; le chlore s'unit au mercure pour former le deutochlorure de mercure qui se sublime ; le peroxide de manganèse a pour but de fournir de l'oxigène, et par conséquent de porter à l'état de deutosulfate une certaine portion du protosulfate qui se forme toujours lorsque l'on traite le mercure par l'acide sulfurique : si l'on a conduit le feu avec soin, on trouve le

deutochlorure sublimé à la partie supérieure du matras. On connaît les usages de cette composition vénéneuse ; on l'emploie à petite dose dans le traitement des affections syphilitiques.

Le protochlorure de mercure (éch. syn. 37 acide hydrochlorique, 208 protoxide de mercure ; ou bien 36 chlore, 200 de mercure) s'appelait autrefois *calomel*, *aquila alba*, *mercure doux*, *sublimé doux*. Ce composé fut découvert par les alchimistes : on l'obtient en sublimant un mélange de cinq parties de proto et deutosulfate et de quatre parties de sel marin décrépité. On trouve à la partie supérieure du matras une masse cristalline blanche formée de sublimé doux et presqu'entièrement exempte de sublimé corrosif, si l'opération a été bien conduite ; cependant la différence d'énergie de ces deux composés nécessite toujours un lavage parfait pour séparer tout le sublimé corrosif du sublimé doux ; on y parvient en lavant jusqu'à ce que l'eau de lavage ne précipite plus par le nitrate d'argent. Le sublimé doux pulvérisé donne une poudre d'un blanc-jaunâtre qui est très usitée en médecine, surtout chez les Anglais qui l'emploient dans presque toutes les maladies : les médecins français, moins enthousiastes de ses propriétés, en font usage particulièrement comme purgatif et vermifuge.

Sels de Mercure.

Nitrates de mercure. Toutes les combinaisons du mercure avec l'acide nitrique sont caustiques, et produisent sur la peau une tache foncée ou noire. L'acide nitrique chargé d'autant de mercure qu'il en peut dissoudre à chaud affecte ordinairement la forme d'une masse cristalline blanche, qui est un protonitrate ; les proportions d'acide et de métal sont ordinairement une partie du premier, et quatre à cinq du second : ce sel étendu d'eau se décompose en sur-protonitrate soluble et en sous-protonitrate insoluble. Le deutonitrate

de mercure se prépare en traitant le mercure par un excès d'acide nitrique : les cristaux étendus d'eau donnent un précipité jaune qui est un sous-deutonitrate, ou *turbith nitreux* insoluble, tandis que le liquide est une solution de sur-deutonitrate.

Sulfates de mercure. L'action de l'acide sulfurique sur le mercure est analogue à celle de l'acide nitrique. Les proportions que l'on prend peuvent donner un proto ou un deutosulfate. Ces deux espèces de sel, étendues d'eau, se décomposent en sous-sel insoluble et en sur-sel soluble.

Les diverses préparations mercurielles dont nous venons de parler sont peu employées dans les arts. Les deux nitrates mêlés et étendus d'un poids égal d'eau ou de décoction de guimauve servent au feutrage des poils dans l'art du chapelier, particulièrement dans l'opération dite sécretage. Le protonitrate mêlé au chrômate de potasse sert à obtenir l'oxide de chrôme. On fait de ces sels un grand usage en médecine, tant à l'intérieur qu'à l'extérieur, pour les affections syphilitiques et cutanées.

Fulminate de mercure. Nous avons déjà parlé de l'acide fulminique; le fulminate de mercure est une poudre cristalline qui détonne au plus léger choc. On pourrait l'obtenir en décomposant le fulminate d'argent par le mercure ; mais le plus ordinairement on emploie le procédé suivant : on dissout une partie de mercure dans douze d'acide nitrique à 34° ; lorsque la dissolution est complète on ajoute deux parties d'alcool à 36°, on chauffe doucement et bientôt il se forme un précipité blanc ; on retire du feu, on laisse refroidir, on filtre, puis on lave avec de l'eau distillée pour enlever l'excès d'acide nitrique. Cette poudre sert actuellement pour les amorces des fusils à piston. Cette préparation est très dangereuse, et si la mort de Leroi prouve que l'on ne doit pas manier cette substance sans la connaître, la catastrophe arrivée il y a cinq ans à la fabrique d'Ivry, dirigée alors par mon ami Bellot,

catastrophe dont quatre ouvriers furent victimes, prouve qu'une grande habileté pratique ne met pas toujours à l'abri des accidens.

PROPRIÉTÉS CARACTÉRISTIQUES et RÉACTIFS DES SELS DE MERCURE.

1° Les sels de mercure mêlés à la chaux sèche, à la potasse, à la soude, sont tous décomposés par une forte chaleur, le mercure se volatilise à l'état métallique.

2° Un sel de mercure frotté sur une lame de cuivre la blanchit, surtout si le sel contient un petit excès d'acide : exposée au feu la tache disparaît.

3° Par un alcali les protosels précipitent en noir, les deutosels en rouge.

4° L'acide hydrosulfurique précipite les deux genres de sel en noir.

MÉTAUX DE LA SIXIÈME SECTION.

Ces métaux sont au nombre de six : argent, palladium, rhodium, platine, or, iridium. Nous n'examinerons que ceux qui par leurs usages offrent un grand intérêt : ce sont l'argent, le platine et l'or.

DE L'ARGENT ET DE SES COMPOSÉS

ARGENT. Ce métal fut probablement connu en même temps que l'or; on sait que tous deux sont les signes représentatifs des richesses.

Pes. 10,47, l'argent est le plus blanc des métaux; il est insipide, inodore, beaucoup plus dur que l'or, très ductile et très malléable; il l'est moins cependant que ce dernier, car il se rompt si on le réduit à une ténuité de $\frac{1}{100,000}$ de pouce, tandis que l'or peut être étendu en feuilles beaucoup plus minces. Il est opaque, rougit avant de se fondre, acquiert du brillant par la fusion, pour laquelle une chaleur de 22° de Wedge-

wood est nécessaire. Une forte lentille ou un feu d'oxigène et d'hydrogène le vitrifie et le vaporise en partie. Les vapeurs recueillies sur une plaque d'or donnent de l'argent à l'état métallique : l'eau et l'air, à la température ordinaire, ne l'altèrent pas; tenu en fusion long-temps avec le contact de l'air, il absorbe l'oxigène.

L'argent ainsi que l'or se rencontrent le plus abondamment sous les tropiques. Les mines d'argent les plus considérables l'offrent à l'état natif; on le trouve souvent mêlé au plomb, au soufre, etc., etc., à l'état de chlorure, etc., etc. Les procédés que l'on suit pour extraire l'argent varient singulièrement en raison de la nature des mines, de leur richesse et des lieux où elles se trouvent. Cependant, en dernier résultat, ces procédés consistent presque tous à ramener l'argent à l'état métallique, lorsqu'il n'y est point; à l'allier au plomb ou au mercure, et à le séparer ensuite de ceux-ci. On distingue trois principaux procédés connus sous les noms d'imbibition, de coupellation, d'amalgamation : le premier est usité à Konsberg, où existe la mine d'argent natif la plus riche d'Europe : l'on fait fondre partie égale de plomb et d'argent natif, presque entièrement dégagé de sa gangue; il en résulte un alliage composé d'environ 35/100 d'argent, que l'on soumet à la coupellation; le plomb s'oxide, coule sous forme de litharge, et l'argent reste dans la coupelle : la coupellation repose sur l'inaltérabilité de l'argent; la mine de plomb argentifère, bocardée, grillée et débarrassée de sa gangue, est placée sur un lit de cendres dans un fourneau que l'on chauffe fortement; le plomb oxidé se fond et surnage; l'argent moins fusible reste au fond à l'état métallique. La coupellation sert aussi à purifier l'argent obtenu par le procédé de l'amalgamation. Celui-ci consiste à former du minerai d'argent bien broyé une espèce de boue sur laquelle, après quelques préparations accessoires, on verse du mercure : lorsque l'amalgame est regardé comme terminé, on lave; les parties terreuses sont entraînées, l'amalgame

se précipite ; par la distillation le mercure se volatilise et abandonne l'argent, que l'on purifie ainsi qu'il a été dit plus haut. Si le minerai est très riche en soufre, on le grille en tas ou dans un fourneau à réverbère ; ensuite on le mêle avec du sous-carbonate de soude, de l'oxide de plomb, et quelquefois du plomb métallique ; l'on humecte le mélange et on le traite dans un espèce de fourneau à manche : l'on obtient ainsi, d'une part, des scories composées de sulfure de soude, de chlorure de sodium, de silice, de chaux, de la plupart des métaux étrangers à l'argent, et de l'autre, une *matte* très riche en argent d'où l'on extrait ce métal.

Les usages de l'argent sont connus. Ce métal est employé à la confection des différens ustensiles domestiques et sert de moyen d'échange. Sa disposition à noircir et sa mollesse paraissent être les plus grands obstacles à son emploi dans la construction des instrumens astronomiques.

L'argent se combine avec le chlore, il se trouve dans la nature mêlé à cette substance. Le phosphore peut lui être uni à l'aide de la chaleur. Le soufre a une grande affinité pour l'argent et le transforme lentement, à la température ordinaire, en sulfure noirâtre. Les ornemens d'argent exposés à l'air brunissent par le même motif ; partout enfin où il y a dégagement d'hydrogène sulfuré, l'argent décompose en partie le gaz en s'emparant du soufre : l'effet des œufs cuits sur ce métal est une action de ce genre.

L'argent s'allie avec la plupart des métaux que nous avons étudiés : ainsi il forme avec le plomb une masse tendre, moins sonore que l'argent pur ; il s'allie avec le bismuth, l'arsenic, le zinc, l'antimoine, et donne des alliages qui sont tous cassans. Le composé qu'il forme avec le tungstène est susceptible de s'étendre un peu sous le marteau, mais se brise après les premiers coups.

L'argent s'unit au cuivre, devient plus sonore et plus dur : cette dernière propriété est très précieuse pour la confection des monnaies qui s'altéreraient rapide-

ment si l'argent était à l'état de pureté. La quantité de cuivre que l'on ajoute à l'argent varie dans chaque empire : nous donnerons une table du taux de l'argent dans les principaux états de l'Europe.

Angleterre,	100 de monnaie contiennent		92,5 argent	7,5 cuivre.	
Autriche	100	—	90,5	—	9,5
Danemarck	100	—	88	—	12
Espagne	100	—	89,5 / 84,5	—	10,5 / 15,5
France	100	—	90	—	10
Hambourg	100	—	50	—	50
Hollande	100	—	92	—	8
Portugal	100	—	89	—	11
Russie	100		76	—	24
Sardaigne	100	—	90,5	—	9,5
Suisse	100	—	79	—	21

L'argent uni au cuivre forme aussi la base des divers ustensiles tels que couverts, bijoux, etc.

Couverts, vaisselle, médailles, argent	950	cuivre	50
Bijoux....................	—	800	—	200
Monnaies de billon.........	—	200	—	800

L'argent se combine très rapidement avec le mercure, et développe un degré de chaleur très sensible lorsqu'on le pétrit en feuilles avec ce métal. La précipitation par le mercure est très lente, et produit un arrangement symétrique particulier, connu sous le nom d'*arbre de Diane*. Dans ce cas, comme dans toutes les précipitations, la forme particulière peut être affectée par une foule de circonstances : faites à la température ordinaire un amalgame de 15 grammes d'argent en feuilles et de 7,5 de mercure ; dissolvez-le dans 120 d'acide nitrique pur ; étendez cette dissolution d'environ 700 grammes d'eau distillée, agitez le mélange et conservez-le dans une bouteille de verre avec son bouchon, pour l'employer au besoin. Quand on veut faire

usage de cette préparation, on en met 30 grammes dans une fiole avec environ gros comme un pois d'amalgame d'or ou d'argent aussi mou que du beurre, puis on laisse le vase en repos : bientôt après de petits filamens se développent rapidement de l'amalgame, et poussent des branches sous forme d'arbrissaux.

Oxides. L'argent s'unit à l'oxigène en une seule proportion, et donne un oxide de couleur olive. On peut l'obtenir de plusieurs manières : 1° l'argent exposé à diverses reprises à la chaleur d'un fourneau à porcelaine s'oxide en partie; soumis en fil aux décharges de la machine électrique, il passe à l'état d'oxide noir : il brûle avec une lumière verte éclatante, lorsqu'il est mis en contact avec une forte batterie galvanique ; Lavoisier parvint à ces résultats au moyen d'un chalumeau et d'un courant d'oxigène; 2° l'eau de chaux précipite l'argent de sa dissolution dans l'acide nitrique sous la forme d'une poudre brune-olive foncée. Cet oxide est sans saveur ; il est insoluble dans l'eau, mais se dissout facilement dans l'acide nitrique. En le chauffant au rouge on le ramène à l'état métallique. L'oxide d'argent traité par l'ammoniaque donne un produit brunâtre qui, par le plus léger frottement, détonne avec la plus grande violence : le meilleur moyen de l'obtenir est de verser l'ammoniaque liquide sur de l'oxide d'argent, récemment préparé, de manière à en former une bouillie liquide et d'abandonner le mélange à lui-même ; après un ou deux jours une partie de l'eau s'est dissipée, l'ammoniaque et l'oxide d'argent ont réagi, et le composé recueilli doit être séché avec une grande précaution.

Sels d'Argent.

Sulfate d'argent. L'argent en poudre fine est soluble dans l'acide sulfurique concentré et bouillant. On prépare le sulfate d'argent en versant de l'acide sulfurique dans la dissolution de nitrate d'argent ; on

obtient des cristaux si petits qu'on les prendrait pour une poudre blanche ; ils sont peu solubles.

HYDROCHLORATE D'ARGENT, appelé anciennement *lune cornée, argent corné.* On lui a donné cette dénomination, parce que si on le laisse refroidir après qu'il a été fondu, il forme une masse demi-transparente un peu flexible, et qui ressemble à la corne. On le prépare en versant de l'acide hydrochlorique ou un hydrochlorate soluble dans le nitrate d'argent ; il se précipite à l'instant de l'hydrochlorate d'argent ; ce précipité a lieu, même lorsque la dissolution ne contient qu'une très petite quantité d'argent ; aussi emploie-t-on le nitrate d'argent comme réactif pour s'assurer de la présence de l'acide hydrochlorique ou des hydrochlorates dans les eaux. Cette dissolution est aussi employée par les essayeurs pour débarrasser l'acide nitrique de l'acide hydrochlorique qu'il contient : leur acide nitrique ainsi purifié s'appelle eau-forte précipitée.

NITRATE D'ARGENT (éch. syn. 54 acide nitrique, 118 oxide d'argent). L'acide nitrique dissout plus de la moitié de son poids d'argent, et donne un liquide très caustique qui corrode et détruit rapidement les substances animales. La dissolution saturée dépose par le refroidissement des cristaux minces, transparens, auxquels on a donné le nom de *nitre lunaire*, c'est le nitrate d'argent. Une douce chaleur suffit pour fondre ces cristaux et leur enlever leur eau de cristallisation ; dans cet état, le nitrate, ou mieux le sous-nitrate (car la chaleur lui enlève un peu d'acide) prend une couleur noirâtre et peut être coulé en petits bâtons cylindriques : il prend alors le nom de *pierre infernale* ou *caustique lunaire*. On l'emploie en chirurgie. A une plus forte chaleur le nitrate d'argent se décompose, l'acide se dégage et le métal est mis à nu. Pour avoir le caustique lunaire il n'est pas nécessaire de faire cristalliser le sel, il suffit d'évaporer la dissolution à siccité ; bientôt le sel fond, et quand il cesse de bouillir on le décante et on le coule. L'acide nitrique qui se dé-

gage du nitrate se décompose et se résout en oxigène et en azote.

Fulminate d'argent. Ce sel est blanc, cristallisé en aiguilles blanches, et ne détonne jamais seul, même à la température de 130°; mais le plus léger frottement le fait détonner quoiqu'humide : on le prépare en dissolvant 2,25 d'argent dans 4,5 d'acide nitrique : on verse la dissolution dans 60 d'alcool : le liquide mis en ébullition se trouble et laisse déposer le fulminate d'argent; on retire du feu et on ajoute par portions une quantité d'alcool égale à la première, on laisse refroidir; lorsque par le refroidissement toute la poudre est précipitée, on filtre, on lave avec de l'eau pure, on étend le filtre et on dessèche à la température de l'eau bouillante.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels d'argent.

1° Précipité brun par les alcalis.

2° *Id.* noir par l'acide hydrosulfurique.

3° *Id.* blanc floconneux par l'acide hydrochlorique : ce précipité est soluble dans l'ammoniaque.

4° Production d'argent par une lame de cuivre.

5° Tous les sels d'argent placés sur des charbons rouges laissent un bouton d'argent.

6° Précipité blanc par le ferrocyanate de potasse.

DU PLATINE ET DE SES COMPOSÉS.

Le platine est un des métaux dont la découverte est due à l'un de nos contemporains; elle paraît avoir été faite par Charles Vood, essayeur à la Jamaïque, en 1741. On n'a jusqu'à présent trouvé ce métal qu'en Espagne et dans les Indes occidentales. Le platine, pesant 20,9 à l'état de pureté, est le corps le plus lourd qui existe dans la nature. Quoiqu'il soit beaucoup plus dur que l'or et l'argent, il est très malléable et très ductile. Sa couleur est la même que celle de l'argent. Il exige pour entrer en fusion une température

supérieure à celle que nous pouvons produire dans nos meilleurs fourneaux. Exposé à chaleur blanche, ses parties se confondent, se lient par l'action du marteau ; il peut, en un mot, se souder, propriété qui ne se retrouve que dans le fer. Ce métal est inaltérable à l'air et à l'eau; il ne peut être oxidé que par une forte décharge électrique, et les acides les plus concentrés ont très peu d'action sur lui, même avec l'aide d'une forte chaleur. Une propriété bien caractéristique est celle qu'il possède, à l'état spongieux, de rester rouge de feu lorsqu'on le place dans un courant d'hydrogène et d'oxigène à la température ordinaire. La dureté de ce métal, son infusibilité et le peu d'action qu'exercent sur lui les réactifs le font rechercher dans la confection des vases chimiques.

Le minerai qui renferme le platine contient, outre le fer et le chrôme, quatre nouveaux métaux : le *palladium*, l'*iridium*, l'*osmium* et le *rhodium*. L'eau régale qui dissout cet alliage avec le plus d'énergie se compose d'une partie d'acide nitrique et de trois d'acide hydrochlorique. La dissolution s'opère lentement et à l'aide de la chaleur. Il se dégage une petite quantité d'acide nitreux ; le liquide jaunit d'abord et passe ensuite au brun-rougeâtre, puis redevient rouge-foncé lorsqu'on l'étend d'eau. Cette dissolution est très corrosive ; elle teint en noir les matières animales et cristallise par l'évaporation. On décante et on verse de nouvelle eau régale jusqu'à quatre reprises sur le résidu non dissous : enfin après avoir séparé le résidu noir qui résiste à l'action de l'acide, on verse dans la liqueur une solution d'hydrochlorate d'ammoniaque : il se forme un précipité jaune-orangé ; on lave ce précipité, et lorsqu'il est sec on le fait chauffer lentement jusqu'au rouge dans un creuset de porcelaine. La poudre qui reste dans le creuset est le platine presque pur. On achève de le purifier en le dissolvant de nouveau dans l'eau régale et en le traitant de la même manière. Si l'on chauffe au rouge ces grains enveloppés dans

une plaque mince de platine, et si on les soumet avec précaution à l'action du marteau, ils s'unissent et se forment en lingots.

Nous avons déjà indiqué les usages du platine; les fabricans de produits chimiques emploient des creusets, des bassines, des cornues de ce métal; ces vases, regardés quelque temps comme inattaquables par tous les agens chimiques, sont rapidement perforés par les nitrates alcalins, la potasse, la soude, le phosphore et plusieurs substances métalliques, telles que le plomb, le fer.

Le platine peut s'unir au bore, au phosphore, au chlore, au soufre, à l'iode, et peut former des alliages avec la plupart des métaux que nous avons examinés: le seul qui présente quelque intérêt est celui qu'il forme avec le cuivre. Cet alliage est ductile, dur, susceptible de prendre un beau poli et de se conserver sans se ternir: on l'a employé avec avantage pour les miroirs de télescope. Strauss a proposé un procédé pour mettre sur les vases de cuivre une couche de platine au lieu de celle d'étain qui en forme l'étamage. Ce procédé consiste à frotter un amalgame de platine sur le cuivre et à l'exposer ensuite à une chaleur convenable.

Oxides. Le platine s'unit à l'oxigène en deux proportions: le protoxide est noir, le peroxide est brun-foncé ou gris. Le premier s'obtient en versant une dissolution neutre de mercure dans une faible dissolution d'hydrochlorate de platine: le précipité jaune-verdâtre est un mélange de protoxide de platine et de protochlorure de mercure; ce précipité, chauffé au point de volatiliser le protochlorure, donne pour résidu une poudre noire, qui est le protoxide. Le second paraît être un tritoxide, mais son existence n'est pas exactement démontrée.

Platine fulminant. L'ammoniaque, par sa combinaison avec le deutoxide de platine, forme un ammoniure fulminant insoluble dans l'eau, décomposable par le

soufre et les acides : on le prépare ordinairement en décomposant par la potasse l'hydrochlorate de platine et d'ammoniaque. Ce produit est différent du fulminate de platine qui s'obtient par un procédé analogue à celui dont nous avons parlé pour le fulminate d'argent.

Sels de Platine.

Hydrochlorate de platine. Le platine spongieux traité par l'eau régale donne un liquide brun-rougeâtre qui n'a pas d'usage dans les arts, mais que l'on emploie dans les analyses pour distinguer les sels de potasse des sels de soude. (Voyez Sels de potasse.)

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels de platine.

1° Dissolution brune-rougeâtre.

2° Précipité brun par la potasse.

3° *Id.* noir par l'acide hydrosulfurique.

4° *Id.* jaune-clair par l'hydrochlorate d'ammoniaque.

DE L'OR ET DE SES COMPOSÉS.

Ce métal est peut-être le plus anciennement connu ; son éclat, son existence à l'état natif, tout porte à croire qu'il dut frapper de bonne heure les regards de l'homme : aussi l'époque de sa découverte remonte aux siècles les plus reculés. Pes. 19,3 : l'or est jaune, ductile, malléable ; inaltérable, soit qu'on l'expose à l'action de l'atmosphère ou à celle de la plus forte chaleur produite par nos fourneaux ; les miroirs ardens ou un courant de gaz oxigène le gazéifient. Il exige pour entrer en fusion une température de 32° de Wedgewood ; fondu, il est alors d'un vert-bleuâtre. Les acides sont sans action sur lui. On ne connaît les limites ni de sa malléabilité ni de sa ductilité ; pour lui donner toute l'extension dont il est susceptible, les batteurs d'or le roulent en feuilles très minces dans des peaux ou membranes d'animaux et le soumettent au martelage : on a trouvé, d'après le poids et la mesure de la

feuille d'or la mieux travaillée, qu'un grain suffisait pour couvrir 56 pouces carrés, et il résulte de la pesanteur spécifique du métal, d'après cette estimation, que la feuille a 1/282,000 de pouce d'épaisseur : l'or serait même encore susceptible de s'étendre davantage, puisque pour le durcir on lui ajoute trois grains de cuivre par once d'or : sans cette précaution il s'échapperait à travers les pores des peaux nouvelles ; si celles que l'on emploie sont vieilles on ajoute jusqu'à douze grains par once. Le fil d'or dont on se sert dans la fabrication de la dentelle se fait avec un lingot d'argent que l'on a doré : ainsi connaissant le diamètre du fil, sa longueur et la quantité d'or employée, on détermine par le calcul que la dorure n'a que le douzième d'une feuille d'or d'épaisseur : et cependant l'œil ne peut apercevoir avec le microscope la plus légère solution de continuité.

L'or existe à l'état natif, combiné au soufre, allié à plusieurs métaux : il s'extrait de la mine par plusieurs procédés : s'il est natif et en petits grains, on bocarde et on lave la mine, puis on allie l'or au mercure qui le dissout ; ce dernier en est séparé par la volatilisation. Si le minerai est un mélange d'or et de sulfures métalliques, le procédé est plus compliqué : on grille à plusieurs reprises le minerai peu riche, puis on le broie avec du mercure ; on chasse ce dernier par la sublimation et l'on obtient non de l'or pur mais un alliage d'or et d'argent. Le procédé par lequel on sépare ces deux métaux s'appelle *départ*.

Cette opération est fondée sur l'inaltérabilité de l'or par les acides sulfurique et nitrique. On s'assure par un essai préparatoire si l'or contient trois fois son poids d'argent ; si cette quantité n'existe pas on ajoute le surplus ; on fond et on coule en grenailles : on traite cet alliage par son poids d'acide nitrique bouillant, en renouvelant cette opération deux ou trois fois ; enfin on traite le résidu par l'acide sulfurique à 66°. L'or est ainsi séparé de tout l'argent qu'il pouvait contenir :

on décompose les solutions d'argent par des lames de cuivre.

Les usages de l'or sont connus : on l'emploie particulièrement comme moyen d'échange, on l'unit alors au cuivre pour le rendre plus dur. Les proportions de l'alliage varient dans les différens états de l'Europe. En France, l'or est à 9/10 de fin, c'est-à-dire contient 90 parties d'or et 10 de cuivre. La monnaie d'or d'Angleterre consiste en or pur allié avec 1/12 d'argent, de cuivre, ou même d'un mélange de ces deux métaux. Dans la bijouterie on estime la pureté de l'or en admettant que le métal est divisé en 24 parties appelées *carats ;* ainsi l'or à 18 carats ou à 18 de fin, signifie que l'or employé est composé de 18 parties de métal pur et de 6 de métal étranger : en général l'or des bijoux est moins pur, et l'or de vaisselle est plus fin que l'or monnayé ; ainsi le premier est composé de 840 à 750 d'or et de 100 à 250 de cuivre, tandis que le second contient environ 920 d'or et 80 de cuivre.

L'or s'unit au phosphore, au soufre, au chlore, à l'iode et à presque tous les métaux ; il forme avec le mercure différens amalgames, dont l'un, composé d'une partie d'or et de huit de mercure, est mou et sert à dorer le cuivre et l'argent. A cet effet on l'applique sur l'objet que l'on veut dorer, puis on chauffe pour volatiliser le mercure.

L'or forme avec l'argent un alliage solide, blanc ou vert, suivant les proportions respectives des deux métaux.

Oxides. On connaît actuellement deux oxides d'or : le protoxide de couleur verte, le peroxide qui est brun-rougeâtre. De ces deux oxides c'est le peroxide qu'on obtient le plus aisément, et qui est par conséquent le plus employé : en versant sur de l'or un mélange d'une partie d'acide nitrique et de quatre parties d'acide hydrochlorique, il y a effervescence, l'or se dissout et la liqueur se colore en jaune ; afin de rendre cette dissolution aussi neutre que possible, on l'évapore avec

précaution jusqu'à siccité et on redissout le résidu dans l'eau. On verse ensuite de la potasse, et la liqueur exposée à une douce chaleur laisse précipiter une poudre qui, lavée et séchée, est d'un brun-rougeâtre, et que l'on connaît sous le nom de *précipité pourpré de Cassius*. On obtient le même composé en plongeant une feuille d'étain dans une solution d'or : il se forme un précipité pourpre. Cet oxide est employé sur l'émail, pour dorer la porcelaine, etc., etc.

Sels d'Or.

Il n'existe réellement qu'un sel d'or par suite du peu d'action des acides sur ce métal.

Hydrochlorate d'or. La dissolution d'or dans l'eau régale est un hydrochlorate qui, évaporé avec soin, donne de beaux cristaux couleur de topaze. Diverses substances peuvent précipiter cette dissolution ; la chaux, la magnésie, ainsi que les alcalis fixes, donnent une poudre jaune-rougeâtre qui se redissout dans un excès d'alcali ; l'acide gallique forme un précipité d'or de couleur rouge, très soluble dans l'acide nitrique auquel il communique un bleu de toute beauté ; l'ammoniaque précipite la dissolution d'or beaucoup plus facilement que les alcalis fixes ; ce précipité, qui est brun-jaune ou orange, détonne lorsqu'on le chauffe à une douce chaleur ; il est connu sous le nom d'*or fulminant* : la présence de l'ammoniaque est nécessaire pour donner à ce composé la propriété de faire explosion, on l'obtient en précipitant l'or de l'eau régale pure au moyen du sel ammoniac (hydrochlorate d'ammoniaque) au lieu d'ammoniaque seul. L'or fulminant pèse un quart en sus du poids de l'or dont on a fait usage ; la préparation de cette substance exige beaucoup de soins ; le produit ne doit être séché qu'en plein air, car la moindre chaleur pourrait occasionner une explosion.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels d'or.

1° Dissolutions jaunes.

2° Précipité brun par l'acide hydrosulfurique.
3° Id. brunâtre par le protosulfate de fer.
4° Id. pourpre par le protochlorure d'étain.
5° Id. jaune par l'ammoniaque.

DES SELS AMMONIACAUX.

L'ammoniaque est un composé d'hydrogène et d'azote, et possède les propriétés alcalines, ce qui lui a fait donner le nom d'alcali volatil : ce corps peut donc s'unir avec les acides et former des sels qui ayant pour base une combinaison gazeuse ne se comportent pas selon les règles générales que nous avons données sur les sels. Les sels ammoniacaux sont liés entre eux par quelques propriétés communes qui servent à les faire reconnaître.

Propriétés caractéristiques et réactifs des sels ammoniacaux (1).

1° Tous sont solides, excepté le fluo-borate d'ammoniaque, incolores, solubles, ils ont une saveur âcre piquante.

2° Tous sont décomposés par la potasse, la soude, la barite, la strontiane et la chaux jetées dans leur dissolution ; l'ammoniaque se dégage, il se forme un nouveau sel de la base employée.

Les carbonates de soude, de potasse, d'ammoniaque, les hydrosulfates, le prussiate de potasse, ne donnent aucun précipité dans les dissolutions salines ammoniacales. L'hydrochlorate de platine les précipite en jaune.

Si dans un sel ammoniacal on verse quelques gouttes d'une dissolution d'un sel de magnésie, et si on ajoute une solution de phosphate de soude, on obtient un sel double (phosphate ammoniaco-magnésien) qui se précipite en blanc.

3° La chaleur volatilise les sels d'ammoniaque, sauf

(1) Par cela même que les sels ammoniacaux ne possèdent pas les propriétés générales des sels métalliques, j'ai cru devoir donner leur histoire avec détail.

le cas où l'acide a pour base le phosphore, le bore ou un métal. Dans ce cas l'ammoniaque seule est dégagée, l'acide reste.

4° Le radical de l'acide et l'azote de la base sont à volumes égaux dans les sels neutres. Ainsi dans l'hydrochlorate d'ammoniaque, le radical de l'acide est le chlore dont le poids est 36. L'azote de la base a pour nombre 14. Si nous divisons par les densités respectives du chlore et de l'azote pour avoir les volumes, on obtiendra :

$$\frac{36}{2,500}=14,4. \frac{14}{0,9722}=14,4.$$

C'est-à-dire que dans l'hydrochlorate d'ammoniaque le chlore et l'azote sont à volumes égaux ; cette égalité se trouve dans tous les sels ammoniacaux dont l'acide a un gaz pour radical.

Nous examinerons successivement l'union de l'ammoniaque avec les acides borique, carbonique, sulfurique, hydrosulfurique, hydrochlorique et nitrique.

Borate d'ammoniaque. Ce sel cristallise en petits rhomboïdes que la chaleur décompose facilement, ou en écailles d'une saveur urineuse, piquante, qui perdent la forme cristalline et brunissent lorsqu'elles sont exposées à l'air.

Carbonate d'ammoniaque. L'acide carbonique ne peut former de sel neutre avec l'ammoniaque que dans certaines circonstances ; on peut reconnaître trois espèces de carbonate d'ammoniaque : 1° sous-carbonate (éch. syn. 22 acide carbonique, 17 gaz ammoniac) ; 2° carbonate neutre (éch. syn. 44 acide carbonique. 17 gaz ammoniac) ; 3° carbonate d'ammoniaque du commerce, qui est un mélange des deux premiers. Le sous-carbonate d'ammoniaque se prépare en mettant dans une cloche deux volumes d'ammoniaque et un volume d'acide carbonique desséché ; la réaction développe de la chaleur et donne lieu à une matière blanche. Le carbonate se prépare en faisant passer de l'acide car-

bonique dans une solution d'ammoniaque jusqu'à ce qu'il n'y ait plus absorption ; ce sel desséché abandonne une partie de son acide et passe à l'état de sous-carbonate. Le carbonate du commerce est un corps blanc semblable au marbre, d'une odeur vive et piquante d'ammoniaque ; il est tellement volatil qu'il est à peine soluble dans l'eau bouillante : ce sel se forme en grande quantité dans toute décomposition de matières animales; mais il est alors mêlé à plusieurs corps étrangers : on peut l'obtenir pur en distillant à sec un mélange de sel ammoniac (hydrochlorate d'ammoniaque) et de carbonate de chaux ; l'acide carbonique s'unit à l'alcali, et forme un sel que l'on recueille dans un récipient de terre cuite. On le connaît en médecine sous le nom d'*alcali concret :* il est employé dans les laboratoires comme réactif, et en médecine comme excitant.

Sulfate d'ammoniaque. (Ech. syn. 40 acide sulfurique, 17 gaz ammoniac). Ce sel est incolore, amer, très piquant, la chaleur le décompose. On l'obtient en grande quantité : 1° pour la fabrication de l'alun à base d'ammoniaque, sulfate d'alumine et d'ammoniaque ; 2° dans la préparation du sel ammoniac (hydrochlorate d'ammoniaque), comme nous le verrons ci-après.

Sulfate d'alumine et d'ammoniaque, appelé aussi *alun.* On connait donc sous le nom d'alun un sel double qui peut être à base d'ammoniaque ou à base de potasse ; nous avons parlé de ce dernier. L'alun à base d'ammoniaque remplace très bien celui qui est à base de potasse : aussi dans le commerce les emploie-t on indifféremment. Celui qui nous occupe se prépare en distillant des matières animales : la liqueur que l'on obtient est formée en grande partie de carbonate d'ammoniaque ; on la traite par le sulfate de chaux : il y a double décomposition ; le carbonate de chaux se précipite, entraînant presque toute la matière colorante, et la dissolution est du sulfate d'ammoniaque, dans laquelle on verse du sulfate d'alumine : la liqueur éva-

porée cristallise et donne l'alun. Nous avons parlé des usages de ce sel.

Hydrochlorate d'ammoniaque. (Ech. syn. 37 acide hydrochlorique, 17 gaz ammoniac). Ce sel est blanc, cristallisé en aiguilles, d'un aspect analogue à celui du camphre, d'une saveur piquante, susceptible d'être sublimé sous forme de vapeurs blanches. On le connaît généralement sous le nom de sel ammoniac. On le trouve tout formé dans la nature, surtout dans le voisinage des couches de charbon en combustion, tant en Angleterre et en Ecosse qu'à Solfaterra, au mont Vésuve, au mont Etna et autres lieux volcaniques; il est alors uni à une petite quantité de soude. Il existe encore un sel ammoniac natif qui se trouve dans les couches d'argile, mêlé avec du soufre et une petite quantité d'acide sulfurique. La quantité de sel que l'on pourrait se procurer de cette manière ne pourrait suffire aux besoins du commerce ; on le tirait anciennement de l'Egypte, où il se prépare en sublimant la suie obtenue dans la combustion des excrémens de chameaux : actuellement on prépare ce sel en France avec des débris de peaux, des poils et autres substances animales, qu'on soumet dans des cylindres de fonte à l'action d'une forte chaleur ; il en résulte une grande quantité de carbonate d'ammoniaque impur, qu'on transforme, comme nous l'avons vu, en sulfate d'ammoniaque : ce dernier sel est mêlé à une solution d'hydrochlorate de soude : de là résulte de l'hydrochlorate d'ammoniaque et du sulfate de soude. Par l'évaporation on fait cristalliser la majeure partie du second ; on continue ensuite l'évaporation jusqu'à siccité ; puis on procède à la sublimation dans de grands matras de verre, et on obtient le sel ammoniac en masses hémisphériques, tel que nous le présente le commerce. On a essayé de préparer le même sel en dégageant d'une part un courant de carbonate d'ammoniaque, et un courant de gaz hydrochlorique de l'autre : ces gaz se rencontraient dans une chambre où s'opérait la combi-

naison. On extrait enfin le sel ammoniac de la suie, de la houille, etc., etc., soit par la sublimation, soit par la lixivation.

Le sel ammoniac est employé en chimie pour obtenir l'ammoniaque liquide et la plupart des sels ammoniacaux ; dans les arts on s'en sert pour décaper les métaux, et particulièrement le cuivre lorsque l'on veut étamer ce métal : on l'emploie quelquefois dans la teinture ; enfin la médecine en fait usage comme excitant.

Nitrate d'ammoniaque. (Ech. syn. 54 acide nitrique, 17 gaz ammoniac.) Sel blanc, cristallisé en prismes hexaèdres terminés par des pyramides très aiguës, d'une saveur piquante. Il a la propriété de faire explosion et de se décomposer totalement à la température de 317°, ce qui lui fit donner le nom de *nitre inflammable.* Le moyen le plus facile de le préparer est d'ajouter jusqu'à saturation du carbonate d'ammoniaque à de l'acide nitrique étendu d'eau ; évaporé à une température de 25 à 35°, sans être trop concentré, il cristallise comme nous l'avons dit : si la chaleur est portée à 100°, la dissolution forme de longs cristaux ou des fibres soyeuses ; enfin, si l'évaporation est prolongée assez long-temps pour que le sel se concrète, en refroidissant, sur une baguette de verre, il se forme en une masse compacte.

Le principal usage du nitrate d'ammoniaque est celui qu'on en fait pour obtenir le protoxide d'azote, en le décomposant au moyen de la chaleur.

Hydrosulfate sulfuré d'ammoniaque. Liqueur jaune qui dégage des vapeurs fétides, et que l'on appelait *liqueur fumante de Boyle.* On la prépare en mêlant ensemble trois parties de chaux délitée à l'air, une de sel ammoniac, une de fleurs de soufre, et distillant à une douce chaleur. Les charlatans font usage de ce liquide pour faire reparaître les caractères incolores tracés sur le papier avec une solution métallique : il est évident que dans ce cas il se forme un sulfure métallique noir.

DES OXIDES MÉTALLIQUES.

Les oxides métalliques agissent les uns sur les autres, soit par l'intermédiaire de l'eau, soit à l'aide de la chaleur. Leur action par la voie humide consiste surtout à se précipiter de leur dissolution, soit dans l'eau, soit dans les alcalis, soit dans les acides, et à se combiner entre eux. Les combinaisons des oxides par la voie sèche sont très nombreuses et méritent de fixer toute notre attention sous le rapport de leur utilité dans les arts : un des principaux résultats de ces unions de deux ou plusieurs oxides métalliques est de rendre fusibles certains oxides infusibles isolément ; la silice, particulièrement, combinée avec d'autres oxides, donne au composé la propriété de pouvoir se fondre à une température plus ou moins élevée, et de pouvoir être coulé en masse vitreuse, ce qui a fait nommer cette terre *terre vitrifiable*.

Les composés d'oxides naturels regardés par quelques auteurs comme des *silicates*, sont les pierres précieuses, telles que l'émeraude, combinaison de silice, d'alumine, de glucine et d'oxide de chrôme ; le grenat, qui est composé de silice, d'alumine et d'oxide de fer, etc.

Les composés d'oxides obtenus par l'art sont les poteries, verreries, porcelaines, les pierres fausses, les couleurs minérales : il ne peut entrer dans notre plan de développer les procédés que l'on suit dans les fabrications de ces produits, je me contenterai d'en présenter un aperçu.

L'ART CÉRAMIQUE, ou l'art de fabriquer toutes les poteries, est basé sur la réaction qui a lieu lorsqu'on expose à une violente chaleur un mélange composé principalement de silice et d'alumine : le silicate d'alumine qui se forme acquiert une grande dureté, est insoluble dans l'eau et inattaquable par la plupart des acides : ces mélanges se trouvent tout formés dans la

nature et sont connus sous le nom générique d'*argiles* : on divise l'art céramique en deux parties : 1° fabrication des poteries ; 2° fabrication de la porcelaine.

DES POTERIES. Le potier distingue trois sortes d'argiles : 1° argile plastique ; 2° argile figuline ; 3° marne argileuse. La première forme avec l'eau la pâte la plus *longue* ou en d'autres termes est la plus grasse des argiles naturelles ; l'argile figuline est moins grasse que la précédente, ce qui sans doute est dû à la chaux et à l'oxide de fer qu'elle renferme : elle peut même se vitrifier au feu. La marne argileuse diffère peu de l'argile figuline ; elle est seulement plus *maigre* et conséquemment plus riche en silice, en chaux et en oxide de fer : des expériences assez exactes démontrent que les trois espèces citées renferment généralement les proportions suivantes d'alumine et de silice :

NOMS des Argiles.	Alumine.	Silice.	Eau.
Argile plastique.	35	55	10 à 18
— figuline.	30	60	10 à 18
Marne argileuse.	25	75	10 à 18

Toute poterie, quelles que soient sa nature et sa forme, se compose d'une matière plastique et d'une matière aride ou dégraissante ; la première est donnée par les argiles dont je viens de parler ; la deuxième se compose de silex, de quartz, de ciment ou d'argile très cuite et réduite en poussière, de craie, d'argile ou de schistes magnésiens. Les proportions à suivre varient avec la texture, le degré de finesse et la blancheur que doivent avoir les poteries. Ces dernières sont de cinq espèces : 1° terre cuite ; 2° poterie commune ; 3° faïence commune ; 4° fayences fines ; 5° grès.

Les terres cuites qui constituent les briques, les tuiles, les carreaux etc., etc., se composent à peu près d'une partie d'argile figuline ou de marne argileuse, et de quatre parties de sable impur. Ce dernier est quelquefois remplacé par du ciment, des débris de four, de poteries, etc., etc.

Les poteries communes ont une pâte homogène, opaque, colorée, une texture grossière; elles se composent d'environ une partie d'argile figuline et de marne argileuse, mêlée à trois parties d'un sable plus pur que celui qui entre dans les terres cuites.

Les faïences communes ont une pâte opaque, d'une dureté moyenne, presque toujours d'une couleur rouge, et se composent aussi d'argile figuline, de marne argileuse et de silex : elles se fabriquent généralement avec une mesure de silex en suspension et quatre mesures d'argile. Ces proportions converties en poids forment environ 300 d'argile sur 100 de silex : on doit, pour les établir, examiner avec soin la nature de l'argile, qui est souvent très variable dans la même fosse; lorsqu'il y a trop de silex la poterie est sujette à se fendiller à l'air; s'il y en a trop peu elle se vernisse mal : il convient donc d'essayer d'abord l'argile. On peut la brûler au four; mais ordinairement on délaye dans l'eau un poids de l'argile d'essai; les parties les plus ténues restent en suspension tandis que le sable et les autres impuretés se précipitent : on passe le liquide épais qui en résulte à travers des tamis de crin ou de linon de différens degrés de finesse, et on connaît ainsi le poids de l'alumine et celui de la silice qui existent dans l'argile naturelle qui a servi à l'épreuve : c'est ainsi que l'on a obtenu la table indiquée précédemment. Lorsque l'on s'est assuré de la nature de l'argile à employer, le mélange des deux terres s'opère au moyen de l'eau; on le fait épaissir au four, puis on le pétrit jusqu'à ce qu'il ait pris du corps : il est alors propre à être façonné. La poterie se cuit au four pendant environ trente heures; par ce moyen elle acquiert forte-

ment le pouvoir d'absorber l'humidité, devient une espèce de biscuit poreux et peut recevoir le vernis ou la *couverte* : celle-ci se fait en mêlant dans l'eau, jusqu'à ce que le mélange ait acquis la consistance de crème, environ 112 livres de blanc de plomb,(carbonate de plomb), 24 livres de silex pulvérisé et 6 livres de verre réduit en poudre fine : quelques manufacturiers suppriment le verre et mêlent 80 livres de blanc de plomb à 20 de silex pulvérisé ; aujourd'hui on ajoute du feldspath (voyez plus loin *porcelaines*), du borax (borate de soude), de l'oxide de cobalt ; le dernier composé donne au vernis un reflet bleuâtre agréable à l'œil : enfin d'autres fabricans emploient sans doute des recettes différentes qu'il est difficile de connaître. On plonge la pièce à vernir dans le mélange ; la liqueur pénètre dans tous les pores et quand la poterie est sèche on l'expose de nouveau au feu, la couverte se fond et forme une couche vitreuse sur toute la surface. La couleur de ce vernis est plus ou moins jaune, suivant que l'on a employé une proportion plus ou moins grande de plomb. Ce métal est le principal agent dans la confection des couvertes, car il est, de toutes les substances connues, celle qui jouit au plus degré de la propriété d'opérer la vitrification des corps avec lesquels il est mêlé. Le silex donne de la consistance au métal pendant que la vitrification s'opère ; et empêche ce dernier de devenir trop fluide, de couler le long des côtés de la poterie, et par conséquent de laisser ces places non revêtues. La couleur jaunâtre que donne le plomb lorsqu'il se vitrifie avec le silex, peut être modifiée et même complètement changée par l'addition d'une certaine quantité de quelqu'autre substance minérale. Les faïences du Piémont, de Faënza en Italie, de Nevers, appartiennent à cette section.

Les faïences fines ou terres de pipe ont une pâte blanche quelquefois jaunâtre, opaque, fine, homogène : elles se fabriquent avec beaucoup plus de soin que les précédentes. L'argile et le silex que l'on em-

ploie doivent être plus purs, incolores et surtout exempts d'oxide de fer et d'autres métaux. On agite pendant long-temps cette argile dans l'eau ; les parties les plus fines restent en suspension, tandis que le sable et les autres impuretés se précipitent : on passe le liquide épais à travers les tamis de crin et de linon dont nous avons parlé ; puis on le mêle en proportions diverses, pour les différentes espèces de fayence, avec une autre liqueur à laquelle on donne autant que possible la même densité, et qui se compose d'eau et de silex tenu en suspension. On opère ensuite comme nous l'avons vu précédemment, et lorsque la liqueur a acquis du corps on la façonne en assiettes, plats, bols, etc. Lorsque la fayence ainsi préparée est bonne à être portée au four, on en place les différentes pièces dans des étuis d'argile qu'on nomme *gazettes*, et qu'on empile les unes sur les autres ; on allume le feu, et quand la fayence a acquis la dureté convenable, ce qui a lieu en général après 40 heures, on lui applique une couverte au moyen du sel marin ; on jette le sel dans le fourneau à travers plusieurs trous pratiqués à sa partie supérieure : la chaleur le convertit aussitôt en une vapeur épaisse, qui se répand, circule dans tout l'intérieur du fourneau, pénètre dans les gazettes, et forme, en s'attachant à la surface de la pièce, cette couche vitreuse qui constitue sa couverte. Souvent le vernis est une matière vitreuse verdâtre obtenue en fondant un mélange d'oxide de plomb, de potasse et de silex : ce mélange est broyé, suspendu dans l'eau ; on y plonge la pièce à vernir et on remet au four.

DES PORCELAINES. La porcelaine est une espèce de fayence demi-vitrifiée que l'on prépare avec une argile particulière appelée *kaolin* ou *terre à porcelaine*. Cette argile diffère des précédentes par la propriété qu'elle possède de donner une pâte qui devient translucide par l'action du feu. On distingue dans le commerce trois espèces de porcelaines : celle de Chine, de Saxe, de France, et particulièrement celle de Sèvres.

L'art de fabriquer la porcelaine est l'un de ceux dans lesquels les Orientaux nous ont devancés. La première porcelaine que nous ayons vue venait du Japon et de la Chine : la blancheur, la transparence, la finesse de cette poterie, qui devint bientôt l'ornement des tables somptueuses, excitèrent l'admiration et l'industrie européennes. Un missionnaire à la Chine donna le procédé que suivent les habitans de ce pays : ils la font, selon lui, avec deux substances, dont l'une est une roche ou pierre dure qu'ils appellent *pétunzé* et qu'ils réduisent en poudre ; l'autre qu'ils nomment *kaolin* est une substance blanche, argileuse qu'ils mêlent intimement avec le pétunzé. L'on ne tarda pas à reconnaître que l'on possédait en Europe les matières nécessaires, et après plusieurs essais l'on réussit à naturaliser parmi nous cette fabrication.

L'argile kaolin se compose généralement de

40 à 44 d'alumine.
50 à 56 de silice.

On constate les quantités de silice et d'alumine que renferme un kaolin naturel par le procédé que j'ai indiqué plus haut. Lorsqu'un kaolin peut être classé dans les limites que je viens de donner, il est propre à la fabrication de la porcelaine ; cependant s'il ne renferme pas toute la matière dégraissante nécessaire, on l'unit, en France au feldspath, en Saxe à une roche appelée bleyspath, qui ne contient pas de chaux. Ces matières soumises aux opérations indiquées pour la fayence donnent une pâte vitreuse demi-transparente, fine et très compacte : la chaleur du four est plus forte que pour les poteries ordinaires. La couverte se compose de feldspath, bien exempt d'oxides métalliques, broyé et tenu en suspension dans l'eau. On y plonge le biscuit poreux et on le reporte au four où il supporte une longue et forte chaleur.

Les pâtes de Paris, de Limoges, etc., etc., se composent de

Kaolin non lavé	80
Feldspath	20
	100

la pâte de la manufacture royale de Sèvres renferme

Kaolin argileux lavé	64
Fondant	36

ce fondant contient

Craie	6
Sable quartzeux	10
Sable du lavage du kaolin	20

Les porcelaines de la Chine sont plus transparentes que les nôtres ; mais celles d'Europe et particulièrement celles de Sèvres, supportent mieux les changemens de température et sont bien supérieures par la beauté et la pureté de leurs dessins. Ceux qui voudront plus de détails sur les arts céramiques, pourront consulter M. Bastenaire d'Audenard, Arts de fabriquer la porcelaine et les diverses faïences.

VERRE. Nous avons vu (histoire de la silice) que si l'on soumet à une forte chaleur un mélange formé de potasse et de silice, cette dernière joue le rôle d'acide, et que le composé est un *silicate de potasse* soluble dans l'eau et décomposable par les acides si la proportion de potasse est considérable : cette solubilité diminue à mesure que la quantité de potasse est plus faible ; le même effet a lieu si l'on remplace la potasse par la soude ; enfin le résultat est insoluble et peut se couler en un verre transparent, inaltérable à l'air, si l'alcali n'est environ que le tiers du silex employé : tel est le fait qui sert de base dans l'art de fabriquer le verre ; cet art, qui fut connu dès la plus haute anti-

quité, a été l'objet des recherches d'un grand nombre de savans modernes : Schëele, Bergmann, Darcet, s'en sont occupés. M. Bastenaire en a fait le sujet d'un traité particulier ; nous renvoyons à cet auteur pour les détails des procédés à suivre dans l'art de la verrerie. Nous rappellerons seulement que l'on fabrique cinq espèces de verre : 1° verre de plomb ; 2° verre de glace ou de soude pure ; 3° verre à vitre, première qualité ; 4° verre à vitre grossier ; 5° verre de bouteilles ou verre vert grossier.

Le verre de plomb se compose de :

Sable purifié	parties	100
Minium ou plomb rouge	—	80
Perlasse purifiée	—	30

Pour corriger la couleur verte qui vient de la matière combustible, on ajoute un peu d'oxide noir de manganèse et quelquefois du nitre et de l'oxide blanc d'arsenic. La fusion s'opère complètement dans l'espace de trente heures. Ce verre est employé à faire les lustres, les flambeaux et autres objets de cristal.

Le verre de glace. On emploie comme flux, dans la fabrication de ce verre, du carbonate de soude, qu'on obtient en décomposant le sel commun par la perlasse.

Les proportions sont généralement :

Sable pur....................	100
Sous-carbonate de soude sec.......	45
Chaux vive pure............. .	12
Fragmens de verre de glace......	100

On peut obtenir de cette composition environ soixante-dix parties de bon verre de glace.

Verre de vitre, première qualité. On fabrique ce verre avec du sable vitrifié par la barille ou soude impure obtenue de l'incinération des plantes marines ; les proportions de ces deux substances varient, mais en

général s'écartent peu des suivantès :

Sable purifié......	100
Soude assez pure..	150

Pour la fabrication du cristal ou du verre à gobeletterie blanche, on remplace la soude par la potasse : la première donnant toujours une teinte verte au verre.

Verre a vitre grossier. Ce verre se fait avec un mélange de lessive des savonniers, de soude et de sable. Le premier ingrédient se compose de la chaux qu'on emploie pour rendre l'alcali caustique, d'une certaine quantité de sel et d'eau, le tout réduit en pâte. Les proportions varient nécessairement, celle de deux de lessive des savonniers, d'une de soude et d'une de sable, forme un assez bon verre à vitre.

Verre a bouteille. Il se fabrique avec la lessive des savonniers et du sable de rivière mêlés dans des proportions que la pratique détermine. Du sable ordinaire, de la chaux, un peu d'argile commune et du sel marin forment un mélange peu coûteux. La couleur verte est due aux oxides métalliques.

Depuis quelque temps on a reconnu que le sulfate de soude pouvait dans la fabrication du verre remplacer les sous-carbonates de soude et même de potasse employés jusqu'alors.

Quelle que soit la composition des verres que l'on veut obtenir, les mélanges sont soumis à une chaleur très élevée ; il s'opère une combinaison de la silice avec la soude, la potasse ou la chaux employées ; les acides carbonique ou nitrique se dégagent : le mélange porté à l'état de fusion pâteuse est soufflé au moyen de longs tubes de fer, et prend toutes les formes sous lesquelles le verre est employé. Soufflé par le verrier en longs cylindres d'un diamètre parfaitement égal, le verre est coupé dans sa longueur avec une pointe de diamant, puis remis au four dans une position horizontale ; la chaleur le dilate, lui fait abandonner sa courbure, et l'on obtient un corps plan, employé au vitrage.

Lorsqu'on laisse tomber dans l'eau froide une goutte de verre en fusion, elle a la propriété singulière d'éclater en petits morceaux : cette goutte, qu'on distingue alors par le nom de *goutte du prince Robert*, ressemble à la fiole philosophique qui est un petit globule de verre refroidi spontanément à l'air. On sait que les larmes de verre, connues sous le nom de *larmes bataves*, ne sont autre chose que des gouttes de verre fondu qu'on a laissé tomber dans l'eau, et qui n'ont pas éprouvé l'effet dont nous avons parlé plus haut; il suffit de casser la pointe d'une de ces larmes pour la faire éclater et la réduire en poussière. Il est probable que les dimensions de la surface extérieure subitement refroidie restent plus grandes qu'il ne convient à l'enveloppe exacte de la partie intérieure.

Verres colorés. La plus ancienne méthode de peindre sur verre était très simple : elle consistait dans un arrangement symétrique de morceaux de verre de diverses couleurs qui formaient des espèces de mosaïques. Plus tard les dessins devinrent plus réguliers : on représenta des figures avec des clairs et des ombres. On traçait le contour des figures avec du noir, et on remplissait le milieu avec des couleurs préparées à l'eau. Pour les carnations, on se servait de morceaux de verre rouge sur lesquels on traçait les principaux traits de la face avec du noir. Par la suite, le goût pour ces sortes de peintures s'étant répandu, on perfectionna cet art et on s'en servit à l'ornement des églises et des palais : on trouva le moyen d'incorporer les couleurs dans le verre en lui faisant éprouver lorsqu'il en était revêtu une légère fusion. Un peintre français de Marseille a donné les premières notions de ces procédés, dans un voyage qu'il fit à Rome sous le pontificat de Jules II. Albert Durer et Lucas de Leyde furent les premiers qui portèrent cet art à la perfection. L'emploi de ces procédés a éprouvé de grandes interruptions; et même, selon quelques auteurs, ils ont été entièrement perdus; ils paraissent retrouvés aujourd'hui.

Les verres de couleur que l'on fait maintenant sont des verres ordinaires auxquels on ajoute dans la fabrication un oxide colorant. Ces verres s'emploient quelquefois comme verre à vitre ou pour imiter les pierres précieuses : ce ne sont réellement que des verres de plomb diversement colorés. Je renvoie plus bas à la coloration des émaux par les oxides métalliques.

Art de l'émailleur. L'art si élégant et si délicat de l'émailleur consiste à recouvrir la porcelaine, les métaux, etc., d'une couche mince, unie, de matière vitrifiable transparente, ou opaque, ou colorée, et quelquefois enrichie de dorures, de dessins, de figures, etc. Cet art se divise en deux branches : la fabrication des émaux opaques et celle des émaux transparens.

Emaux opaques. Ces émaux se fabriquent presque toujours en calcinant ensemble un mélange de 100 parties de plomb, de 15 à 50 parties d'étain ; broyant à l'eau les oxides, puis calcinant cette potée avec le sable et le sel marin, dans la proportion de quatre de potée, de quatre de sable et d'une de sel marin : quelquefois on remplace le sel par huit parties de sous-carbonate de potasse pur : le mélange mis dans un creuset est chauffé dans un four jusqu'à ce qu'il éprouve une demi vitrification : c'est ainsi qu'on obtient l'émail blanc opaque ; il est d'autant plus fusible qu'il contient plus de sable, de sel, et d'autant plus opaque qu'il contient plus d'étain. Ces émaux sont employés pour faire les platines d'horloges, de montres, etc.

Emaux transparens. Ils servent à orner des boîtes et autres objets de bijouterie. On les colore par les oxides suivans :

En bleu, par l'oxide de cobalt.
En vert, mélange d'oxide de fer et de cuivre, oxide de chrôme.
En violet, l'oxide de manganèse.
En rouge, mélange d'oxide de manganèse et de précipité pourpre de Cassius.
En pourpre, l'oxide d'or.
En blanc, les oxides d'arsenic et de zinc.

En jaune, l'oxide d'argent ou un mélange d'une partie d'oxide blanc d'antimoine, de deux parties de blanc de plomb, d'une d'alun, et d'une de sel ammoniac.

Pierres précieuses artificielles. On comprend sous le nom de *gemmes*, ou de pierres précieuses naturelles : le *diamant* (blanc), le *rubis* et le *saphir* (cramoisi, carmin, bleu), le *grenat* (rouge-foncé, virant au bleu), la *chrysolithe* ou *topaze des anciens* (jaune-verdâtre), le *béryl* ou *émeraude marine* (verte-jaunâtre), l'*émeraude* (verte), l'*améthyste* (violacée), la *tourmaline* (verte-brune), l'*opale* (blanc de lait), le *cristal de roche* (blanc), l'*hydrophane* (blanc de lait, devenant transparente par son immersion dans une eau limpide), l'*onyx* (à couches alternatives, blanches, noires, et d'un brun foncé), la *cornaline* (rouge), les *agathes* (opalines).

On imite les pierres précieuses naturelles en colorant le strass par des oxides métalliques.

Le strass est un verre blanc composé de cristal de roche, d'oxide de plomb, de potasse pure, de borax et quelquefois d'oxide blanc d'arsenic.

La *topaze* se prépare en ajoutant au strass du verre d'antimoine et du précipité pourpre de Cassius.

Le *rubis* en ajoutant au strass de l'oxide de manganèse.

L'*émeraude* en colorant le strass par l'oxide vert de cuivre et l'oxide de chrôme.

Le *saphir bleu* au moyen de l'oxide de cobalt.

Le *grenat*. La composition suivante imite très bien le grenat : verre blanc très pur, 2 onces ; verre d'antimoine, 1 once ; poudre de Cassius, 1 grain ; oxide noir de manganèse, 1 grain.

Couleurs minérales. L'art de la peinture exige des nuances si variées que l'on fait usage de presque toutes les matières colorantes connues. Les couleurs minérales ne forment donc qu'une très petite partie de celles que l'on emploie. On peut distinguer les substances

suivantes parmi celles qui sont employées soit à colorer, soit dans la peinture à l'huile.

Blanc.	Sulfate de plomb. Céruse (sous-carbonate de plomb). Blanc de perle (sous-nitrate de bismuth).
Jaune.	Massicot (oxide jaune de plomb). Turbith minéral (sous-sulfate de mercure). Jaune de Montpellier, Jaune de Naples, (regardés comme un hydro-chlorate de plomb). Orpiment (sulfure jaune d'arsenic). Ocre jaune (argile ferrugineuse).
Orangé.	Réalgar (sulfure orangé d'arsenic).
Rouge.	Minium (oxide rouge de plomb). Cinabre (sulfure rouge de mercure). Ocre rouge (argile ferrugineuse).
Bleu.	Bleu de Prusse (ferrocyanate de fer). Bleu de cobalt (oxide de cobalt). Cendres bleues (chaux et deutoxide de cuivre).
Vert.	Vert de Schëele (arsenite de cuivre). Mélange de jaune et de bleu.

L'on peut voir, pour plus de détails, le traité sur les propriétés et la fabrication des matières tinctoriales et des couleurs, par Leuchs.

TROISIÈME PARTIE.

Chimie végétale.

NOTIONS PRÉLIMINAIRES.

Nous avons vu dans la chimie minérale, quels sont les élémens constituans des corps, et dans quelles proportions ces élémens se combinent pour former les composés: nous avons aussi appris à recréer par la synthèse les corps décomposés, en rapprochant, le plus souvent à l'aide de la chaleur, leurs élémens épars. Il semblerait au premier coup-d'œil que la chimie végétale dût avoir également pour objet de rechercher quels sont les principes qui entrent dans la composition des substances végétales, de déterminer leurs proportions et d'apprendre à recomposer ces mêmes végétaux avec leurs élémens connus; et cependant il paraît que nous sommes condamnés à n'étendre nos découvertes que dans la première de ces deux branches, bien distincte de la seconde. L'analyse élémentaire nous prouve que les substances végétales ne renferment pour la plupart que trois principes: l'oxigène, l'hydrogène, le carbone; quelques-unes, mais en petit nombre, en contiennent un quatrième, l'azote. Ce n'est donc que par les proportions dans lesquelles ces élémens s'allient que les végétaux diffèrent entre eux.

Jusqu'ici la chimie végétale paraît plus avancée que la chimie minérale, puisqu'on est parvenu à ramener la première à un aussi petit nombre d'élémens et à la soumettre à une loi aussi générale, quant à la composition des corps qu'elle nous offre;

mais on ne tarde pas à reconnaître combien d'une part nous sommes peu avancés dans l'analyse particulière des diverses plantes, et de l'autre que la nature de leurs élémens si peu nombreux a été un obstacle insurmontable à ce que nous puissions recomposer aucune substance végétale. Ici la chimie, puissante pour analyser, pour extraire, est impuissante à produire, et nous devons renoncer à employer la synthèse qui nous a été si utile dans l'étude des composés précédemment étudiés. Nous nous bornerons donc, après avoir jeté un coup d'œil sur la manière dont les principes se combinent dans la nature pour former des plantes, à analyser les substances végétales, à reconnaître les grandes lois qui président à leur composition, et à examiner ensuite leurs propriétés et leurs actions, soit sur les substances minérales, soit sur elles-mêmes.

1re SECTION.

De la Végétation.

La végétation embrasse deux parties, la germination et l'accroissement des plantes. La germination est l'acte par lequel les graines fécondées se développent en donnant naissance à de nouvelles plantes. Pour qu'il y ait germination il faut la réunion de plusieurs conditions, telles qu'une certaine température, de l'humidité, de l'air. La température la plus favorable paraît être de 10 à 30 degrés ; au-dessous de zéro il n'y a pas de signe de germination ; une température trop élevée dessèche la graine. Les graines ne peuvent germer sans eau : ce liquide pénètre dans l'intérieur de la graine, ramollit les tégumens, rend leur extension possible, délaie l'albumen, dissout la matière nutritive, la charrie par des conduits particuliers et en facilite l'assimilation. Pour conserver les graines il suffit donc de les tenir dans un état de sécheresse absolue. L'oxi-

gène pur, ou l'air atmosphérique, par l'oxigène qu'il contient, est la troisième condition indispensable à la germination : sans le contact de l'air les graines humides pourrissent peu à peu : l'air, par son oxigène, enlève à la graine une partie du carbone qu'elle contient et le tranforme en gaz acide carbonique : le résultat de cette réaction sur l'albumen est de rendre ce dernier sucré et capable de servir d'aliment à la jeune plante. Il faut donc éviter que les graines soient dans de l'eau privée d'air, ou trop enfoncées dans la terre : c'est par suite de ce besoin d'oxigène que les terrains argileux très compacts qui ne permettent pas le libre accès à l'air extérieur sont impropres à la végétation.

La lumière nuit à la germination par l'élévation de température qu'elle détermine. Le sol n'agit qu'en transmettant la chaleur, l'eau et l'air qu'il renferme : aussi les graines lèvent-elles aussi bien sur une éponge humide que dans la terre. Lorsque la graine s'est développée, qu'elle a jeté des racines, poussé une tige, la plante se nourrit au moyen des pouvoirs absorbans de la racine et des feuilles : la première puise dans le sol : 1° l'eau qui est nécessaire à la plante, non seulement pour dissoudre et charrier les principes nutritifs, mais encore pour aider à son accroissement en lui cédant son oxigène et son hydrogène ; 2° les sels solubles que la terre contient ; 3° les sels et matières insolubles, tels que le soufre, la silice, le manganèse, le fer, l'alumine, des phosphates, carbonates qui se retrouvent dans les cendres de la plante brûlée ; 4° enfin différens sucs fournis par les engrais.

Les feuilles et la tige, lorsqu'elles sont frappées par les rayons solaires, absorbent l'acide carbonique de l'air, le décomposent, s'emparent de son carbone, d'une petite quantité d'oxigène, et dégagent le reste : pendant la nuit, au contraire, ou lorsqu'elles souffrent, les plantes exhalent de l'acide carbonique en s'appropriant l'oxigène de l'air et le combinant avec le carbone qu'elles renferment. La quantité d'acide carbonique

absorbée dans le premier cas est toutefois bien supérieure à celle de ce gaz qui est dégagée dans le second, et cette absorption est une des causes auxquelles doivent être attribués le renouvellement et la purification de l'air.

Une atmosphère composée d'acide carbonique pur ferait promptement périr la plante que l'on y mettrait. L'azote à l'état de gaz n'est jamais absorbé par les plantes ; qu'il soit pur, mélangé à l'oxigène ou au gaz acide carbonique, il est également sans action sur elles.

Les feuilles enfin pompent les vapeurs aqueuses que l'air tient toujours en suspension et suppléent par là à l'impossibilité où sont les racines de puiser l'eau nécessaire dans un sol desséché : lorsqu'au contraire le sol est trop humide, c'est par les parties vertes de la plante que s'exhale l'excès d'humidité.

2e SECTION.

De l'Analyse élémentaire.

Toute substance végétale, placée dans une cornue de grès, soumise à une haute température, et qui éprouve une combustion parfaite, ne peut donner que de l'eau et de l'acide carbonique : ce résultat est une conséquence de nos remarques sur la nature des élémens qui forment les végétaux. Lorsque la combustion n'est pas complète, il pourra se dégager des composés ternaires : ainsi un végétal soumis à la distillation donne une eau de plus en plus chargée d'une matière noire (huile empyreumatique), un acide (acide acétique), de l'acide carbonique, de l'hydrogène carboné, de l'oxide de carbone : on pourra même obtenir un charbon qui brûle à l'air et laisse pour résidu les cendres ou la partie solide du végétal.

Les proportions d'oxigène, d'hydrogène et de charbon, qui constituent les végétaux, sont quelquefois

importantes à connaître ; tel est le but de l'analyse élémentaire : or, toute substance végétale est combustible ; conséquemment le même mode d'analyse est applicable à tous les végétaux, et puisque cette analyse prouve que jamais aucun d'eux ne renferme assez d'oxigène pour transformer son hydrogène en eau et son carbone en acide carbonique, il suffira d'opérer une combustion complète en ajoutant la dose d'oxigène qui est nécessaire pour l'effectuer, ce que l'on reconnaîtra lorsque les gaz dégagés après la combustion ne seront plus inflammables : cette dose déterminée, on en conclura facilement quelles sont les proportions des trois élémens.

La solution de ce problème peut s'obtenir par quatre méthodes : dans la première, due à MM. Gay-Lussac et Thénard, l'oxigène est fourni par le chlorate de potasse ; dans la deuxième, due à M. Gay-Lussac, le deutoxide de cuivre donne ce comburant ; la troisième appartient à M. Berzélius, et le corps destiné à céder son oxigène est l'oxide de plomb ; la quatrième enfin, dont s'est servi T. de Saussure, consiste à placer la substance à analyser dans un tube contenant de l'oxigène pur. Je me contenterai d'expliquer rapidement la première (*Méthode de MM. Thénard et Gay-Lussac*). L'appareil employé par ces savans est très simple : un tube allongé, dont l'extrémité inférieure est chauffée au rouge, reçoit un piston qui permet l'introduction du corps à analyser ; ce dernier est en boulette, formée de la matière végétale, réduite en poudre, mêlée au chlorate et desséchée à la température de l'eau bouillante. On doit connaître *à priori* : 1° combien la substance à analyser contient de corps étrangers : il suffit d'incinérer dans un creuset de platine une quantité donnée de la substance ; 2° la quantité d'oxigène que dégage un poids déterminé de chlorate de potasse : or, ce sel est formé (échelle synoptique) de 76 d'acide chlorique et de 48 de potasse ; donc 76 et 48, ou 124 de chlorate de potasse donnent 40 et 8, ou 48 d'oxi-

gène, et conséquemment 100 de chlorate fournissent 38,71 d'oxigène ; 3° la dose de chlorate que l'on doit ajouter pour opérer une combustion complète : on y parvient facilement en augmentant la dose essayée jusqu'à ce que le gaz recueilli ne soit plus inflammable. Les matières mélangées se décomposent à la chaleur, et les gaz dégagés sont recueillis sur le mercure : la quantité de carbone est évaluée d'après la quantité d'acide carbonique obtenu et d'après l'hydrogène carboné, s'il s'en est formé : la quantité d'hydrogène se déduit de celle de l'eau et de l'hydrogène carboné ; celle de l'oxigène de ce qu'il a fallu pour brûler l'hydrogène, et le carbone de ce qui reste en excès. Quelques exemples développeront mieux les principes qui servent de base à ces opérations.

ANALYSE DU SUCRE.

1 gramme ou 100 centigrammes de sucre ont exigé 292,56 centigrammes de chlorate de potasse pour être brûlés complètement. L'acide carbonique recueilli pesait 155,72 centigrammes. On peut alors faire les raisonnemens qui suivent.

292 centig. 56 de chlorate ont donné 113 centig. 25 d'oxigène.

22 d'acide carbonique contiennent 6 de carbone et 16 d'oxigène ; donc 155,72 du même acide représenteront 42,47 de carbone et 113,25 d'oxigène. Ce dernier gaz a donc été pris au chlorate ; l'oxigène et l'hydrogène du végétal étaient donc dans les proportions pour faire l'eau.

Le végétal contient 42,47 de charbon et 100—42,47 ou 57,53 d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions pour faire l'eau ; l'échelle synoptique démontre que 9 d'eau sont formés de 8 d'oxigène et de 1 d'hydrogène. Donc 57,53 contiendront $\frac{57,53}{9}$ d'hydrogène

et $57,53 \times \frac{8}{9}$ d'oxigène, c'est-à-dire qu'un gramme de sucre contient 42,47 carbone, 6,392 hydrogène, 51,137 oxig., ou 42,47 carbone et 57,53 d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions pour faire l'eau.

ANALYSE DE L'ACIDE TARTARIQUE.

1 gramme ou 100 centig. d'acide tartarique exigent 112,17 de chlorate de potasse : l'acide carbonique recueilli pèse 88,183. Or,

112,17 de chlorate donnent 43,423 d'oxigène.

88,183 d'acide carbonique représentent 24,05 de charbon et 64,133 d'oxigène.

Il y avait donc 64,133 — 43,423, ou 20,71 d'oxigène pour la quantité qui dans le végétal excédait celle qui a transformé l'hydrogène en eau, et conséquemment 100—24,05, ou 75,95 d'oxigène et d'hydrogène.

Ces deux gaz sont donc en proportions telles que 75,95 — 20,71, ou 55,24 sont dans les proportions pour l'eau, ce qui donne,

100 acide tartarique sont donc formés

$$24{,}05 \text{ carb.} \frac{55{,}24}{9} = 6{,}137 \text{ h.} \; 55{,}24 \times \frac{8}{9} + 20{,}71 = 69{,}817$$

de 24,05 carb., 6,137 hydr., 69,817 oxigène ;
ou de 24,05 carb., 55,25 d'oxig. et d'hydr. dans les proportions nécessaires pour faire l'eau, et 20,71 d'oxigène excédant.

ANALYSE DE L'HUILE D'OLIVES.

1 gramme ou 100 centig. d'huile d'olive exigent 350,98 de chlorate de potasse. L'acide carb. dégagé pèse 116,436. Or,

350,98 de chlorate dégagent 135,866 d'oxigène.

116,436 d'acide carbonique renferment 39,225 d'oxigène, et 77,21 de carbone.

Il s'en fallait donc de 135,866 — 39,226, ou de

96,640 qu'il n'y eût assez d'oxigène pour brûler l'hydrogène, c'est-à-dire que

100 d'huile sont composés de 77,21 carbone 9,52 oxigène, et 13,27 hydrogène; ou de 77,21 carbone, 10,71 d'oxigène et d'hydrogène dans les proportions voulues pour l'eau, et 12,08 d'hydrogène excédant.

Si l'on a ajouté un excès de chlorate, l'oxigène excédant se retrouve sous la cloche qui renferme l'acide carbonique, et on le retranche au commencement du calcul de la quantité de chlorate que l'on a mise pour opérer la combustion.

Toutes les analyses végétales rentrent dans l'un des cas que nous avons examinés. On peut donc classer les végétaux en quatre sections :

1° Végétaux dans lesquels l'oxigène et l'hydrogène sont dans les proportions pour faire l'eau; ce sont les sucres, les gommes, les féeules amylacées, etc., etc.

2° Végétaux dans lesquels l'oxigène est plus que suffisant pour transformer l'hydrogène en eau; les acides en général.

3° Végétaux dans lesquels l'oxigène n'est pas suffisant pour transformer l'hydrogène en eau; les huiles, les résines, les éthers, etc.

4° Végétaux qui se rapprochent des substances animales; c'est-à-direqui, indépendamment de l'oxigène, de l'hydrogène et du charbon, renferment de l'azote; le gluten, l'albumine végétale : leur analyse rentre dans celle des substances animales, et sera développée plus loin.

TABLE D'ANALYSE EN POIDS DE QUELQUES SUBSTANCES VÉGÉTALES.

Nota. Je rappellerai que le nombre proportionnel du carbone est 6, celui de l'oxigène est 8, et celui de l'hydrogène est 1.

SUBSTANCES.	Proportions de carbone.	Total du carbone du végétal.	Proportions d'oxigène.	Total de l'oxigène du végétal.	Proportions d'hydrogène.	Total de l'hydr. du végétal.	Nombre proportionnel de la substance végétale.	PROPORTIONS COMPARÉES AVEC L'EAU				
								Carbone.	FORMATION D'EAU.			Oxigène excédant.
									Oxig.	Hydr.	Eau.	
ACIDES.												
Acide acétique.	4 donnent	24	3 donnent	24	3 donnent	3	51	24	24	3	27	0*
— citrique.	3 id.	18	$4\frac{5}{8}$ id.	37	4 id.	4	59	18	32	4	36	5
— oxalique.	$1\frac{1}{2}$ id.	9	$3\frac{1}{4}$ id.	26	1 id.	1	36	9	8	1	9	18
— tartrique.	$3\frac{1}{6}$ id.	19	$5\frac{1}{2}$ id.	44	4 id.	4	67	19	32	4	36	12
NEUTRES.												
Sucres........	6 id.	36	5 id.	40	5 id.	5	81	36	40	5	45	0
Gomme......	6 id.	36	6 id.	48	6 id.	6	90	36	48	6	54	0
HYDROGÉNÉES.												Hydrog. excédant.
Amidon......	10 id.	60	9 id.	72	10 id.	10	142	61	72	9	81	1
Camphre......	$8\frac{1}{2}$ id.	51	1 id.	8	10 id.	10	69	51	8	1	9	9
Caout-chouc...	10 id.	60	4 id.	32	9 id.	9	101	60	32	4	36	5
Cire..........	40 id.	240	2 id.	16	32 id.	32	288	240	16	2	18	30
Huile d'olive...	12 id.	72	1 id.	8	12 id.	12	92	72	8	1	9	11

* Suivant quelques chimistes, dans l'acide acétique l'oxigène et l'hydrogène seraient dans les proportions pour faire l'eau.

3e SECTION.

Des principes immédiats.

On appelle principe immédiat d'un végétal un composé qui se trouve toujours dans la même série de végétaux, ou lorsque les végétaux sont placés dans les mêmes circonstances. Ainsi le principe narcotique se retrouve dans toutes les plantes narcotiques ; le sucre dans toutes les matières sucrées ; l'amidon dans toutes les graines céréales ; les huiles existent dans toutes les graines huileuses, etc., etc. Ces principes peuvent se diviser en cinq classes ;

1° Des principes acides.
2° — neutres.
3° — alcalins.
4° — huileux ou inflammables.
5° — végéto-animaux.

DES ACIDES.

Les acides végétaux ont des propriétés chimiques qui les rapprochent de ceux que nous avons étudiés dans la chimie minérale : ils ont en général une saveur aigre, rougissent la teinture de tournesol, sont susceptibles de saturer les bases et de former des sels ; mais ils sont tous décomposables à une chaleur rouge, en donnant de l'oxigène, de l'hydrogène et du carbone. Ces acides, dont le nombre augmente tous les jours, sont les acides

Acétique	Malique.
Citrique.	Margarique.
Oxalique.	Mucique.
Tartarique.	Camphorique.
Benzoïque.	Fungique.
Gallique.	Kinique.

Méconique.	Subérique.
Ménispermique.	Succinique.
Mellitique.	Sulfovinique.
Oléique.	Zumique.
Malique.	Morique.
Pyrotartarique.	Rheumique.

Les bornes de cet ouvrage ne nous permettent pas de décrire tous les acides énumérés dans la classification qui précède; plusieurs ont été peu étudiés, ou leur existence, attestée par celui qui les a découverts, n'est pas encore bien établie. Il nous suffira d'examiner particulièrement les six premiers, qui par eux-mêmes ou par leurs actions sur les corps précédemment étudiés, offrent quelque intérêt.

De l'Acide acétique.

De tous les acides végétaux cet acide est le plus répandu et le plus utile; il fait la base du vinaigre ordinaire. On le prépare sous divers états de concentration et de pureté, suivant les usages auxquels il est destiné : de là les expressions diverses de vinaigre ordinaire, de vinaigre distillé, de vinaigre radical ou d'acide acétique proprement dit. On le trouve tout formé dans quelques végétaux; libre, ou uni à la potasse dans le lait, dans la sueur et dans l'urine humaine.

L'acide acétique, aussi pur que possible, est blanc, transparent; d'une odeur vive et pénétrante assez agréable; sa saveur acide est très prononcée; il est toujours combiné avec l'eau dont il contient 0,12; il marque 16° Baumé, et cristallise alors à 13° de chaleur en lames irrégulières : il se volatilise à 100°, et se décompose à une température plus élevée. On le prépare, 1° en distillant quatre parties d'acétate de plomb sec mêlées à une partie d'acide sulfurique; 2° en distillant les acétates, et particulièrement l'acétate de cuivre; 3° en distillant deux parties d'acétate de potasse fondu et mêlées à une partie d'acide sulfurique.

L'acide acétique dont nous faisons usage dans l'économie domestique ou dans les arts ne jouit pas de toutes les propriétés que nous venons d'indiquer ; nous l'employons à un bien moindre degré de concentration, et notre vinaigre ordinaire, dont la formation sera expliquée lorsque nous traiterons de la fermentation acide, contient beaucoup de substances étrangères.

On fabrique depuis quelque temps une masse considérable de vinaigre employé dans les arts, en distillant le bois : ce liquide portait primitivement le nom d'acide pyroligneux ; de nouvelles expériences ont démontré que la liqueur noire qui se dégage dans cette distillation était réellement de l'acide acétique sali par du goudron dont on est parvenu à le priver.

VINAIGRE DE BOIS. La distillation s'opère dans de très grands vases circulaires ou carrés, fabriqués en tôle rivée, et portant à leur partie supérieure et latérale un petit cylindre également en tôle : on remplit de bois, et le vase ainsi disposé représente une très vaste cornue, que l'on place dans un fourneau de la même forme, et que l'on ferme à la partie supérieure avec un tourteau ; une issue est ménagée pour laisser passer le petit cylindre ou tuyau formant le bec de la cornue : on chauffe, l'humidité du bois se dissipe d'abord, mais peu à peu la vapeur cesse d'être transparente et devient fuligineuse ; c'est alors qu'on ajuste au bout du tuyau une allonge qui commence l'appareil condensateur. Les moyens de condensation varient avec les localités ; mais le plus ordinairement on emploie l'eau en laissant une issue à l'acide carbonique, à l'hydrogène carboné et à l'oxide de carbone qui se dégagent simultanément. La liqueur que l'on obtient dans le condensateur est de l'acide acétique coloré en rouge-brun par de l'huile empyreumatique et du goudron, partie mélangé et partie en dissolution ; cette liqueur abandonnée à elle-même, se sépare d'une partie du goudron et de l'huile, et est alors conduite dans de grandes chaudières de tôle, où l'on opère la

saturation par la chaux ou par la craie. L'acide, en se combinant avec la chaux, se dépouille d'une nouvelle portion de goudron qui surnage, et qu'on enlève à l'aide d'écumoires; on laisse reposer ensuite un temps suffisant, afin de tirer le liquide à clair par une simple décantation.

L'acétate de chaux liquide est évaporé à 15° de l'aréomètre; on y ajoute alors une dissolution concentrée de sulfate de soude : il y a double décomposition, le sulfate de chaux se précipite, et l'acétate de soude reste dans la liqueur. Dans quelques fabriques on dissout à chaud le sulfate de soude dans l'acide acétique, et on sature ensuite avec la craie : on évite ainsi l'emploi de l'eau pour dissoudre le sulfate, et on obtient sans évaporation une liqueur aussi concentrée que par l'autre méthode.

L'acétate de soude liquide est évaporé jusqu'a 27 ou 28° de l'aréomètre : on verse dans de grands cristallisoirs, et au bout de trois ou quatre jours, suivant la capacité des vases, on décante les eaux-mères, et on obtient de cette première cristallisation des prismes rhomboïdaux.

L'acétate de soude se purifie facilement par les cristallisations répétées et la torréfaction; cette dernière opération bien conduite, le débarrasse complètement des dernières parties de goudron qu'il pouvait contenir encore. Cette torréfaction, appelée *fritte* dans les manufactures, exige beaucoup de soins et une grande habitude; elle se fait ordinairement dans des chaudières de fonte très évasées et peu profondes : on brasse continuellement avec des ringards, pendant vingt-quatre heures, pour 400 kilogrammes. La chaleur ne doit jamais être assez forte pour qu'il se dégage de la fumée : lorsque tout le sel est liquéfié, qu'il n'y a plus de boursouflement et que la fonte est tranquille, l'opération est finie; le sel est redissous dans l'eau pour le séparer du goudron décomposé : on évapore de nouveau, et on obtient de l'acétate parfaitement blanc : c'est dans cet

état de pureté qu'on le décompose par l'acide sulfurique pour en obtenir l'acide acétique. On éprouve beaucoup de difficultés dans cette opération ; si l'on verse l'acide peu à peu, il se dégage une telle quantité d'acide acétique que les ouvriers en sont fortement incommodés : on préfère verser tout l'acide sulfurique à la fois ; il occupe la partie inférieure du vase, et la réaction a lieu peu à peu au moyen de la chaleur. On sépare le sulfate de soude par la cristallisation, et on purifie l'acide acétique en le distillant.

Acétates. Sels formés par la réunion de divers oxides avec l'acide acétique : plusieurs d'entre eux sont très employés dans les arts ou en médecine. Tous les acétates sont décomposables par la chaleur et les acides nitrique, sulfurique, hydrochlorique, phosphorique, etc. Tous sont plus ou moins solubles dans l'eau ; cependant l'acétate de mercure et celui d'argent le sont assez peu pour qu'on puisse les préparer par double décomposition ; dans tous ces sels le rapport de l'oxigène de la base à l'acide est sensiblement de 1 à 7.

Les acétates peuvent tous se reconnaître par l'addition d'une petite quantité d'acide sulfurique ; ils répandent alors une odeur d'acide acétique très remarquable.

Acétate d'alumine. Cette combinaison est très employée dans la fabrication des toiles peintes : on la substitue dans beaucoup de cas et avec avantage à l'alun. On l'obtient en traitant 60 parties d'alun par 100 d'acétate de plomb ; il se forme un précipité de sulfate de plomb et la liqueur surnageante est l'acétate d'alumine, on décante ou on filtre suivant le besoin ; l'acétate d'alumine ne cristalise pas : soumis en dissolution à l'action du feu, il se trouble et laisse déposer une partie d'alumine qui se redissout par le refroidissement ; on varie sur les causes de ce phénomène singulier. En se rappelant que le nombre proportionnel de l'acide acétique est 51 (Voy. la table des analyses végétales, pag. 281), on en conclura que l'acétate neutre d'alu-

mine se compose de 51 d'acide acétique pur et de 17 d'alumine.

ACÉTATE DE POTASSE (éch. syn. 48 de potasse, 51 d'acide acétique pur). L'acide acétique se combine avec la potasse et forme un sel déliquescent qui cristallise à peine; on le connaissait anciennement sous le nom de *terre foliée de tartre*, et on l'emploie en médecine comme fondant. Sa préparation est très simple, on décompose le sous-carbonate de potasse par le vinaigre distillé et on évapore à siccité : ce sel existe en petite quantité dans la sève de tous les arbres.

ACÉTATE D'AMMONIAQUE (éch. syn. 17 d'ammoniaque, 51 d'acide acétique pur). Ce sel est appelé aussi *esprit de Mendererus, sel ammoniac liquide, sel ammoniac acéteux*. Menderer le préparait en saturant par du vinaigre distillé le sous-carbonate d'ammoniaque provenant de la distillation de la corne de cerf et encore imprégné de l'huile animale : actuellement les pharmaciens le préparent en saturant le carbonate d'ammoniaque par du vinaigre marquant 3° à l'aréomètre; ce sel est solide, blanc et peut cristalliser en prismes assez volumineux, mais on ne peut l'obtenir ainsi qu'en faisant passer du gaz ammoniacal dans du vinaigre radical très concentré.

ACÉTATE DE FER (éch. syn. 44 de tritoxide de fer, et 51 d'acide acétique pur), appelé aussi *pyrolignite de fer*. On connaît le prot, le deut et le tritacétate de fer, nous parlons ici de ce dernier qui est d'un usage très fréquent dans la teinture où il remplace avec avantage le sulfate de fer : on le prépare en prenant l'acide acétique séparé de la majeure partie de son goudron par une première purification, et le versant sur de la tournure ou des copaux de fer, disposés dans un tonneau à double fond muni d'une chantepleure à la partie inférieure; la dissolution se fait en trois ou quatre jours, elle marque alors 10°; on la concentre à 14°, c'est le point auquel les teinturiers l'emploient. On peut obtenir l'acétate de fer en traitant l'acétate de plomb par

le sulfate de fer. La limaille de fer arrosée d'acide acétique se rouille et prend alors tant de cohésion que l'on peut ainsi sceller le fer dans la pierre.

ACÉTATE DE CUIVRE. On connaît deux acétates de cuivre ; le premier qui est un sous-sel appelé *vert-de-gris*, est une poudre verdâtre, insoluble, que l'on obtient en disposant des plaques dans du marc de raisin. Cette fabrication s'exécute particulièrement à Montpellier.

Le second composé (éch. syn. 80 de deutoxide de cuivre, et 102 d'acide acétique pur) est l'acétate de cuivre cristallisé, appelé aussi *verdet de Vénus* ; les Hollandais ont pendant long-temps fourni le vert-de-gris cristallisé, mais ce sel se fabrique actuellement à Montpellier. On délaie dans une chaudière de cuivre une partie de vert-de-gris ordinaire et récemment préparé, avec deux parties de bon vinaigre distillé ; on soumet le mélange à l'action d'une douce chaleur, et on agite à l'aide d'une spatule en bois : le liquide se fonce en couleur, on décante dans des vases de terre vernissée, on remet du vinaigre, en ajoutant du vert-de-gris si la deuxième liqueur ne se colore pas suffisamment, on continue ainsi de suite, et lorsque l'on a obtenu une assez grande quantité de liqueur, on évapore le tout jusqu'à ce qu'il se forme une pellicule à la surface, et on verse dans des vases de terre vernissée et nommés *sulas* dans le pays. On place dans chacun de ces vases plusieurs bâtons d'un pied de long, fendus en croix jusqu'à deux pouces de leur extrémité supérieure et maintenus écartés vers leur base : tous ces cristallisoirs sont portés dans une étuve, et on obtient au bout de plusieurs jours ces belles grappes formées par des cristaux d'acétate de cuivre amoncelés sur les morceaux de bois.

L'acétate de cuivre est d'un usage assez limité ; on l'emploie 1° dans la teinture et la peinture, 2° dans les pharmacies, pour en retirer le vinaigre radical par distillation : ces deux sels sont très vénéneux.

ACÉTATE DE PLOMB (éch syn. 112 d'oxide de plomb, 102 d'acide acétique pur). On connaît deux combinaisons d'acide acétique et d'oxide de plomb : l'acétate neutre qui est blanc, cristallisé en aiguilles, d'une saveur styptique sucrée, et que l'on appelle encore *sucre de Saturne* ou *sel de Saturne*. La deuxième combinaison est un sous-acétate beaucoup plus soluble que le précédent ; sa dissolution est connue dans les pharmacies sous le nom d'*extrait de Saturne*. La consommation du sucre de Saturne est considérable ; d'un autre côté la propriété que possède ce sel de dissoudre une certaine quantité d'oxide de plomb et de former l'extrait de Saturne, est une source de prospérité, puisqu'elle nous a donné le moyen de fabriquer dans notre pays un produit (la céruse) que nous recevions auparavant de l'étranger, et dont nous consommons cependant une grande quantité : il convient donc d'exposer ces deux fabrications avec quelques détails.

Le sucre de Saturne fut d'abord préparé en exposant des feuilles de plomb à l'action simultanée de l'air et du vinaigre ; le plomb se recouvrait d'une croûte blanche dont la dissolution évaporée donnait des cristaux ; mais actuellement on traite la litharge par le vinaigre. Si on verse 65 kilo. d'acide à 8° de l'aréomètre sur 58 kilo. de litharge, la dissolution s'effectue immédiatement, elle est si prompte et si complète qu'il en résulte une chaleur assez considérable pour retenir en dissolution tout le sel qui se forme. Ces proportions sont exactes pour la saturation réciproque, mais le liquide serait trop concentré et donnerait une cristallisation confuse : on est donc obligé d'étendre avec des eaux de lavage, jusqu'à ce que le liquide bouillant soit ramené à 50 ou 55°, alors on laisse reposer quelque temps, puis on verse dans des terrines où la cristallisation s'opère en 36 heures, on place les terrines de champ, et les eaux-mères s'écoulent dans des rigoles qui les conduisent à un petit réservoir ; on obtient ainsi 75 kilog. de sucre de Saturne blanc : 25

kilog. restent dans les eaux-mères. On peut les obtenir par l'évaporation, mais le sel n'est pas aussi pur; aussi le fait-on ordinairement rentrer dans les opérations nouvelles.

Le sel de Saturne est employé dans les manufactures de toiles ; il forme en effet l'une des bases du mordant le plus utile, puisque l'acétate d'alumine s'obtient en traitant l'alun par l'acétate de plomb ; cependant il est probable qu'on arrivera à en consommer une moindre quantité en lui substituant l'*acétate de chaux* qui se fabrique à bien moins de frais, et qui, comme lui, jouit de la propriété de décomposer l'alun et de transformer sa base en acétate.

Céruse. Nous avons dit que ce corps, dont la consommation dans la peinture à l'huile est considérable, se composait d'acide carbonique et d'oxide de plomb. Les céruses de Hollande avaient en France et même en Europe une réputation méritée ; mais les progrès des sciences chimiques nous ont permis de les fabriquer d'une qualité égale, et peut-être supérieure à celles de Hollande. Voici en peu de mots le procédé actuellement suivi :

On prend 1 kilog. de sel de Saturne que l'on fait dissoudre dans 5 kilog. d'eau; on y ajoute 1 kilog. 1/2 de litharge pulvérisée : on broie le tout à plusieurs reprises dans la journée ; de temps à autre on ajoute un peu d'eau : au bout de 2 à 3 jours la combinaison est parfaite, on décante et on filtre ; il reste environ le quart de litharge non dissoute. Cette solution est traitée par un courant d'acide carbonique ; ce dernier s'unit à la litharge dissoute en excès et forme une céruse blanche et d'une qualité supérieure qui se précipite au fond du vase. Il reste dans la liqueur de l'acétate acide de plomb que l'on traite de nouveau par la litharge et l'acide carbonique.

Le carbonate de plomb du commerce n'est presque jamais pur, il est mélangé de craie, d'alumine, etc. Les peintres en reconnaissent trois qualités selon la

proportion réelle de carbonate de plomb qu'elles renferment : la table suivante indique ces proportions avec une exactitude suffisante pour les besoins du commerce :

NOM des carbon^es de plomb, 72 partics.	Carbonate de plomb réel.	Carbonate de chaux (craie).	Alumine. Oxide de fer. Silice.
blanc d'arg.	34	20	18
— de plomb	24	30	18
Céruse.	24	30	18

Le blanc d'argent est donc supérieur aux deux autres carbonates de plomb : ces deux derniers paraissent être sur la même ligne, mais la céruse est en général d'un blanc moins pur que le carbonate de plomb, aussi estelle exclusivement employée par les peintres en bâtimens.

De l'Acide tartarique.

La plupart des vins déposent sur les parois des tonneaux qui les contiennent une substance dure chargée de la matière colorante du vin, et qui a été connue pendant long-temps sous les noms de *gravelle* ou de *tartre* ; cette matière purifiée porte le nom de *crême de tartre* ; elle est employée en médecine comme léger purgatif, et est composée d'un acide particulier et de potasse.

On avait supposé qu'elle se produisait pendant la fermentation : cette opinion fut réfutée par Boërrhave, Neumann et autres qui firent voir qu'elle existait toute formée dans le suc de raisin ; d'autres fruits en contiennent, surtout avant la maturité : ce sel existe aussi dans quelques plantes, telles que le tamarin, le sumac, les chardons, les racines d'arrête-bœuf, de germandrée, de sauge, etc. Le procédé par lequel on extrait l'acide

tartarique est dû à Scheèle : c'est la première découverte de ce chimiste qui soit connue, et le procédé qu'il donna est encore celui que l'on suit actuellement.

La crême de tartre est mise dans l'eau portée à l'ébullition ; on sature avec de la craie l'acide tartarique surabondant, et l'on recueille le précipité de tartrate calcaire : la liqueur surnageante qui est du tartrate de potasse neutre est traitée par une solution d'hydrochlorate de chaux ; il y a double décomposition ; le tartrate de chaux se précipite, on le réunit au premier. Ce sel est ensuite lavé, puis décomposé par l'acide sulfurique que l'on étend de trois ou quatre parties d'eau.

Les dissolutions d'acide tartarique ne cristallisent que lorsqu'elles marquent 36 à 38° à l'aréomètre ; elles sont alors si visqueuses que les molécules ont de la peine à s'y mouvoir : aussi la cristallisation de cet acide se fait beaucoup mieux dans une étuve, parcequ'alors l'acide peut conserver un peu de fluidité. L'acide qu'on obtient ainsi n'est pas pur ; il contient encore une quantité notable d'acide sulfurique, et il est même ordinairement trop coloré pour pouvoir être employé dans cet état : on le purifie en lui faisant subir une deuxième et même une troisième cristallisation : l'addition d'une petite quantité de charbon animal lui donne une blancheur plus éclatante. Si l'on veut obtenir cet acide parfaitement pur, c'est-à-dire débarrassé de tout acide sulfurique, on doit réitérer les cristallisations jusqu'à ce que la solution de ces cristaux donne, avec un sel soluble de barite, un précipité entièrement soluble dans l'acide nitrique.

On a proposé un deuxième procédé pour la préparation de l'acide tartarique ; on traite la crême de tartre par l'acétate de plomb : le précipité (tartrate de plomb) est traité par un courant d'acide hydrosulfurique ; le précipité formé de sulfure de plomb est séparé, et la liqueur évaporée donne l'acide tartarique : ce moyen réussit moins bien que celui exposé précédemment. L'acide tartarique cristallisé est une masse plane

assez confuse et offrant des pointes tétraédriques : sa saveur acide est très forte, mais elle est franche et n'a rien de désagréable : lorsqu'on le place sur des charbons ardens, il se boursoufle, se décompose et répand une odeur de caramel ; chauffé à vases clos, il donne les produits que fournissent toutes les matières végétales et un acide auquel on a donné le nom d'acide *pyrotartarique*. L'acide tartarique est très soluble dans l'eau ; il l'est moins dans l'alcool. L'acide nitrique le convertit en acide oxalique.

Les usages de l'acide tartarique sont assez multipliés : 1° il forme avec les bases des sels employés en médecine et dans les arts ; 2° pur, on le substitue à raison de sa moindre valeur aux acides citrique et oxalique ; c'est sous ce rapport qu'on l'emploie dans la fabrication des toiles peintes ; en médecine il est donné comme rafraîchissant.

Tartrates. Ces sels, excepté ceux à base de potasse, de soude, d'ammoniaque, de magnésie, de fer et de deutoxide de cuivre, sont insolubles ou peu solubles dans l'eau : ils sont décomposés par la chaleur en répandant une odeur de caramel. Une propriété remarquable de ce genre de sels, est que les tartrates neutres solubles forment, si l'on ajoute de l'acide tartarique, des tartrates acides peu solubles ; tandis qu'au contraire les tartrates neutres insolubles peuvent se dissoudre dans un excès d'acide : dans les tartrates l'oxigène de la base est à l'acide comme 1 : 8,36 selon M. Berzélius.

Tartrate de chaux (éch. syn. 48 de chaux, 67 d'acide tartarique). Sel blanc pulvérulent et insoluble. Se trouve dans la nature.

Tartrate de potasse (éch. syn. 48 de potasse, et 67 d'acide tartarique), appelé aussi *sel végétal*, était autrefois désigné par la dénomination de *sel soluble*, parce qu'il l'était beaucoup plus que le sur-tartrate. Il cristallise en carrés oblongs terminés en biseau, sa saveur est amère ; il se décompose à la chaleur, et s'em-

ploie en médecine comme purgatif doux ; on le prépare en saturant par le carbonate de potasse l'acide libre de la crême de tartre.

Sur-tartrate de potasse, tartrate acide (éch. syn. 48 de potasse, 67 et 33 ou 100 d'acide tartarique). Appelé aussi *tartre*, et lorsqu'il est purifié *créme de tartre :* Ce sel, dont on a fait mention au commencement de cet article, se purifie en grand à Marseille et à Montpellier par un procédé très simple. On traite le tartre pulvérisé par 15 fois son poids d'eau en ébulition, on ajoute 3 p. 0/0 d'argile bien pure et surtout exempte de carbonate de chaux : on laisse refroidir, puis on enlève les eaux au bout de 2 à 3 jours avec un siphon : on recueille les cristaux que l'on lave, et si on les veut plus purs, on fait cristalliser de nouveau. On doit éviter d'employer des eaux calcaires qui détermineraient la formation de tartrate de chaux. Le tartre est employé comme rafraîchissant et apéritif. Un mélange de parties égales de ce tartrate et de nitre projeté dans un creuset rouge de feu, fuse et forme le *flux blanc :* en traitant de même le mélange de ce tartrate avec la moitié de son poids de nitre, le résidu de la déflagration est le *flux noir*. On appelle *flux cru*, le simple mélange du tartrate et du nitre. On fait également usage du tartrate acide de potasse dans la chapellerie pour le feutrage, dans la teinture comme mordant, dans la dorure et autres arts. Le tartre peu soluble dans l'eau est insoluble dans l'alcool ; en dissolution dans l'eau il se décompose spontanément en se couvrant de moisissure.

Sur-tartrate de potasse soluble. La crème de tartre est très peu soluble dans l'eau, ce qui la rend d'un usage désagréable en médecine. Si l'on fait une solution d'une partie d'acide borique, et si on y ajoute 8 parties de crème de tartre, le mélange évaporé à siccité est blanc, pulvérulent, conserve toutes ses propriétés apéritives et se dissout dans l'eau bouillante.

On n'a pas encore expliqué d'une manière satisfaisante la réaction qui a lieu entre la crème de tartre et l'acide borique.

Tartrate de potasse et de soude (composition incertaine). En saturant avec de la soude l'excès d'acide de la crème de tartre, on forme un sel double qui cristallise en gros prismes réguliers, à huit pans à peu près égaux, d'une saveur amère, et solubles dans environ cinq parties d'eau froide. Ce sel est composé, suivant Vauquelin, de 54 parties de tartrate de potasse et de 46 de tartrate de soude. Il jouissait autrefois d'une grande réputation, comme purgatif, sous le nom de *sel de La Rochelle* ou de *sel de Seignette*.

Tartrate de potasse et d'ammoniaque. L'ammoniaque forme aussi avec le tartrate de potasse un sel double, dont la dissolution donne, par le refroidissement, des cristaux prismatiques ou pyramidaux qui sont déliquescens ; quoique les sels neutres dont il se compose soient d'une saveur amère, il en a une franche et sans amertume.

Tartrate de potasse et de fer. Appelé aussi *tartre martial*, *tartre chalybé*. On peut l'obtenir de deux manières : 1° en faisant bouillir jusqu'à dissolution complète trois parties de crème de tartre, deux de rognures de fer et quarante-six d'eau, évaporant et filtrant ; les cristaux se déposent par le refroidissement ; 2° en faisant une pâte composée de crème de tartre en poudre, de limaille de fer et d'un peu d'eau ; ce mélange est abandonné à lui-même pendant quinze jours, le fer s'oxide et sature l'acide libre de la crème de tartre : on peut alors pétrir la masse et en former des *boules* dites *de Nanci*. Ces boules dissoutes dans l'eau, constituent l'eau de boule que les médecins emploient comme tonique et vulnéraire.

Tartrate de potasse et d'antimoine (composition incertaine). Appelé aussi *tartre émétique*, *émétique*, *tartre stibié*. Ce sel est un médicament héroïque ; il est incolore, sous forme de tétraèdres ou d'octaèdres

transparens; il rougit la teinture de tournesol; sa saveur est nauséabonde; exposé à l'air, il s'effleurit lentement : l'eau bouillante en dissout la moitié de son poids, et l'eau froide un quinzième. La décoction de plusieurs variétés de plantes amères et astringentes décompose le tartre émétique et détermine un précipité plus ou moins jaunâtre, qui se compose toujours d'oxide d'antimoine combiné avec la matière végétale et la crême de tartre. Lorsque le tartre émétique est exposé à une chaleur rouge, il noircit d'abord, se décompose et donne un résidu d'antimoine métallique et de sous-carbonate de potasse : on peut aisément le reconnaître à ce caractère ainsi qu'au précipité rougeâtre qu'il produit avec les hydrosulfates sulfurés; ce précipité séché sur un filtre et calciné avec du flux noir donne un bouton d'antimoiue métallique. Ce sel, pris à petites doses, agit comme vomitif, mais si on augmente la quantité il devient un véritable poison : les meilleurs antidotes sont les boissons émollientes, l'infusion de quinquina, de thé, l'eau imprégnée d'acide hydrosulfurique; ce dernier convertit ce sel si actif en un hydrosulfate qui l'est beaucoup moins; on administre ensuite des remèdes anodins.

Le meilleur procédé pour préparer l'émétique est sans contredit celui qu'indique le Codex français : on commence avant tout par former du sous-sulfate d'antimoine; on le met en digestion avec partie égale de crême de tartre, tous deux réduits en poudre, dans douze fois son poids d'eau bouillante : on évapore jusqu'à ce que le liquide ait acquis une densité de 1,161, on le filtre à chaud; il refroidit bientôt et dépose des cristaux de tartre double. On pourrait craindre d'obtenir par ce procédé un mélange de sulfate de potasse et peut-être de sulfate de potasse et d'antimoine, mais cela n'a pas lieu, car les cristaux sont parfaitement blancs et purs.

De l'Acide citrique.

L'acide citrique pur est solide, blanc, cristallisé en rhomboïdes bien prononcés, et quelquefois en aiguilles, d'une saveur acide, analogue à celle de l'acide tartarique très soluble dans l'eau, beaucoup moins dans l'acool : brûlé à l'air il ne laisse pas de résidu : distillé il se forme de l'acide pyro-citrique qui se sublime. On trouve cet acide tout formé dans le jus d'orange, de citron, etc.

On l'extrait ordinairement du suc de citrons : ce suc, au moment où il est obtenu, contient, outre l'acide dont nous venons de faire mention, un principe extractif qui y est complètement dissous, beaucoup de mucilage, dont une partie n'est qu'en suspension et trouble la transparence du liquide. Le suc abandonné quelque temps à lui-même subit une espèce de fermentation; le mucilage se dépose et la liqueur s'éclaircit; on la filtre, puis on la sature avec de la chaux. Le sel insoluble (citrate de chaux) est séparé de la liqueur surnageante, lavé à l'eau chaude à plusieurs reprises, jusqu'à ce que cette eau sorte parfaitement claire : on le laisse ensuite égoutter, et on le traite par l'acide sulfurique en suivant le procédé indiqué pour l'acide tartarique. Pour obtenir l'acide citrique parfaitement blanc, il faut le faire cristalliser à plusieurs reprises, et avoir soin de redissoudre chaque fois les cristaux dans la moindre quantité d'eau possible : de 160 livres de suc de citrons de bonne qualité on obtient 18 livres de citrate calcaire, et de celui-ci 10 livres d'acide citrique pur.

Dans l'économie domestique on emploie fréquemment le suc de citrons pour assaisonner les alimens, parce que l'arôme qu'il retient le rend très agréable; l'acide citrique n'a plus le même avantage, son parfum est tout-à-fait détruit; cependant on s'en sert pour

préparer une limonade sèche, que l'on obtient en mêlant une demi-once d'acide citrique cristallisé avec une livre de sucre bien tamisé : on conserve cette poudre dans des flacons bien bouchés, et on la délaie dans l'eau quand on veut en faire usage. Le même acide est employé dans la teinture : c'est le seul dont on puisse se servir pour aviver la couleur du carthame. Il paraît qu'on s'en sert aussi pour préparer une dissolution d'étain qui produit avec la cochenille un écarlate plus brillant que celui donné par le sel d'étain ordinaire : cet acide enlève très facilement les taches de rouille, parcequ'il se forme alors un citrate acide de fer soluble.

Citrates. Les combinaisons d'acide citrique avec les bases ne présentent rien de remarquable. Nous passerons sous silence ces composés qui sont sans usage.

De l'Acide oxalique.

L'acide oxalique est solide, blanc, cristallisé en prismes quadrilatères, dont les pans sont alternativement larges et étroits, à sommets dièdres; ou, si la cristallisation est rapide, en aiguilles analogues à celles qui constituent le sel d'Epsom ; il a une saveur acide très marquée ; agit avec énergie sur la teinture de tournesol; est inaltérable à l'air, soluble dans deux fois son poids d'eau à la température ordinaire et dans un poids égal d'eau bouillante : il l'est beaucoup moins dans l'alcool ; on le trouve combiné avec la chaux ou la potasse dans un grand nombre de plantes parmi lesquelles on distingue les diverses oseilles.

On peut préparer cet acide par deux procédés différens : 1° en l'isolant de l'oxalate acide de potasse : nous donnerons cette préparation dans l'histoire de ce sel ; 2° en traitant les sucres, les gommes, les fécules par l'acide nitrique.

Quand on traite une matière végétale quelconque par l'acide nitrique, on sait que celui-ci est décomposé avec plus ou moins de promptitude, suivant la quantité employée, le degré de concentration, la température qui règne et la nature de la substance sur laquelle on agit; les produits obtenus sont en général très variés, et, par exemple, dans la préparation de l'acide oxalique, il ne suffira pas d'employer toujours les mêmes proportions d'acide nitrique et de sucre, pour recueillir la même quantité d'acide oxalique; il faudra en outre les employer de la même manière. M. Chaptal conseille de prendre neuf parties d'acide nitrique ordinaire sur une partie de sucre; de faire un mélange du tout et de le soumettre à l'action de la chaleur. M. Robiquet (acide oxalique du Dictionnaire technologique) ne partage pas cette opinion. Par le procédé de M. Chaptal, dit-il, la réaction est des plus vives; il se dégage une quantité considérable de vapeurs nitreuses et on décompose l'acide oxalique à mesure qu'il se forme; voici le procédé qui m'a le mieux réussi : sur 24 livres de fécule qu'on divise en plusieurs cornues tubulées qui sont disposées sur un bain de sable commun, on verse 72 livres d'acide nitrique ordinaire; on laisse réagir : bientôt l'amidon se dissout, la décomposition commence, et le gaz nitreux se dégage en très grande abondance. Lorsque l'action est terminée on ajoute 24 livres d'acide nitrique ordinaire, on chauffe légèrement; les vapeurs rutilantes apparaissent de nouveau et on soutient une chaleur modérée tant qu'il y a réaction : on verse ensuite la liqueur dans des terrines pour la laisser cristalliser, et on obtient ainsi pour premier résultat 5 livres d'acide oxalique. On réunit ensuite les eaux-mères, on les fait chauffer et on leur ajoute 24 livres d'acide nitrique en plusieurs fois : ce second traitement donne environ 2 livres 8 onces de cristaux; on réitère la même reprise des eaux-mères une troisième et une quatrième fois : le produit total en acide oxalique purifié équi-

vaut à un peu plus de moitié de la fécule employée, et l'acide nitrique est égale au sextuple. La purification qu'on fait subir à l'acide oxalique consiste en une simple dissolution et cristallisation qui le débarrasse de l'acide nitrique dont il est imprégné.

On n'est pas d'accord sur les élémens de l'acide oxalique : il est certain que ses cristaux exposés à une chaleur rouge se décomposent comme toutes les matières végétales et laissent un résidu charbonneux; d'un autre côté cet acide entièrement privé d'eau et tel qu'on l'obtient par la sublimation se combine sans perte avec plusieurs bases et éprouve un déchet d'environ 20 pour 100 en se combinant avec plusieurs autres, et particulièrement avec l'oxide de plomb et l'oxide de zinc; de plus ces oxalates bien desséchés ne laissent aucune trace d'hydrogène dans leur analyse par le feu : on ne trouve que de l'acide carbonique et le métal à l'état métallique : quelquefois cependant l'acide carbonique est mélangé d'un peu d'oxide de carbone, mais alors le métal se trouve uni à une petite proportion d'oxide dans le même rapport. Ces sels seraient donc formés d'un métal et des élémens de l'acide carbonique; et cependant quand on les décompose par les acides hydrosulfurique, hydrochlorique, etc., on obtient dans le liquide de l'acide oxalique ordinaire. M. Dulong propose deux hypothèses : suivant la première, l'acide oxalique sublimé contient environ le cinquième de son poids d'eau qui peut être dégagé de certains sels et retenu par d'autres; cet acide, selon cette hypothèse, n'admettrait dans sa composition que le carbone et l'oxigène dans des proportions intermédiaires entre celles de l'acide carbonique et celles de l'oxide de carbone : son union avec les oxides donnerait des *carbonites* ou composés d'oxides métalliques et d'un nouvel acide composé d'oxigène et de carbone qui serait l'acide carboneux. Dans la seconde hypothèse, l'acide oxalique serait formé d'acide carbonique et d'hydrogène : dans ce cas celui qui a été

sublimé ne contiendrait pas d'eau, et celle que l'on obtient en calcinant plusieurs oxalates résulterait de la combinaison de l'hydrogène de l'acide avec l'oxigène de la base, de manière que l'acide oxalique serait un véritable hydracide dont l'acide carbonique formerait le radical composé : le sel alors serait formé d'eau, d'acide carbonique et d'une base à l'état métallique.

L'acide oxalique est employé dans la fabrique de toiles peintes comme *réserve ;* on s'en sert aussi pour l'avivage de certaines couleurs et pour détruire les taches de rouille sur les différens tissus ; dans ce dernier cas, le gallate de fer se dissout dans l'acide oxalique. Comme réactif il sert à reconnaître la présence de la chaux libre ou combinée.

OXALATES. Par son union avec les bases salifiables l'acide oxalique forme des sels, dont quatre seulement se trouvent dans la nature : ceux de chaux, de potasse, de soude et de fer. Tous les oxalates se préparent directement en traitant les bases libres ou carbonatées par l'acide oxalique : tous précipitent par un sel de chaux en formant un sel insoluble, si ce n'est lorsqu'on ajoute un excès d'acide.

Un oxalate est employé dans les arts : c'est le seul que nous examinerons avec détail.

OXALATE DE CHAUX. L'acide oxalique est, comme nous l'avons dit, un excellent réactif pour reconnaître la présence de la chaux qu'il enlève à tous les autres acides, à moins qu'ils ne soient en excès : c'est pourquoi au lieu d'employer de l'acide oxalique pur on se sert de l'oxalate d'ammoniaque dont l'alcali neutralise l'excès d'acide du sel que l'on veut précipiter : cet acide a pour la chaux plus d'affinité que pour toute autre base.

OXALATE DE POTASSE. Il existe trois oxalates de potasse : l'*oxalate neutre*, le *binoxalate*, le *quadroxalate*. Les observations de Wollaston démontrent que l'acide oxalique peut former avec une base des sous-sels, des

sels neutres, acidules, acides, et que les quantités d'acide nécessaires pour former ces combinaisons sont dans les rapports 1, 2, 4, 8 pour une quantité constante de base, de manière que l'oxalate acidule contient deux fois autant d'acide oxalique que l'oxalate neutre, et l'oxalate acide en contient le quadruple : de là les expressions de *bi* et de *quadroxalates*. Le sel d'oseille est dans ce dernier cas. On l'extrait en Suisse de l'*oxalis*, du *rumex acetosella*, plantes qui croissent en abondance dans ce pays, et qui, depuis plusieurs années, sont l'objet d'une exploitation particulière : on pile ces végétaux ; le suc est mêlé à l'argile, se clarifie, est évaporé et donne immédiatement des cristaux verdâtres aiguillés ou en lames que l'on purifie par de nouvelles cristallisations. Dix livres d'oseille sauvage en donnent deux de suc, qui fournissent environ neuf gros de sel cristallisé. Ce sel est presque entièrement composé de quadroxalate ; on en fait usage dans l'économie domestique pour enlever les taches d'encre : il opère par son acide libre qui dissout le gallate de fer. On en isole l'acide oxalique par un procédé analogue à celui que nous avons donné pour la préparation de l'acide tartarique.

Oxalate d'ammoniaque. En saturant l'acide oxalique avec l'ammoniaque, on obtient un oxalate neutre soluble qui cristallise par l'évaporation en prismes tétraèdres, à sommets dièdres, dont un des plans coupe trois côtés du prisme. Ce sel est, comme nous l'avons dit, employé dans les laboratoires comme réactif.

De l'Acide benzoïque.

Cet acide fut décrit pour la première fois en 1608 par Blaize de Vigenère dans son Traité sur le feu et sur le sel : on lui a donné le nom d'*acide benzoïque*, de *fleurs de benjoin*, parce qu'il se préparait en sublimant la résine de ce nom. Il est bien démontré qu'il constitue un acide particulier qui peut s'obtenir de di-

vers baumes végétaux, de la vanille, de la cannelle, de l'ambre gris, de l'urine d'enfant, assez souvent de celle d'adulte, et toujours, suivant Fourcroy et Vauquelin, quoique Giese nie le fait, de celle des animaux herbivores, du chameau, du cheval et de la vache ; on a également découvert cet acide dans quelques plantes.

L'acide benzoïque obtenu par sublimation est en belles aiguilles satinées, d'une odeur aromatique, peu soluble : 400 parties de ce liquide à froid ne peuvent en dissoudre, suivant Wenzel et Lichtenstein, qu'une partie ; la même quantité d'eau bouillante en dissout vingt, dont dix-neuf se séparent par le refroidissement : il est beaucoup plus soluble dans l'alcool ; soumis à l'action de la chaleur, il entre en fusion, une partie se décompose, le reste se sublime. On prépare cet acide en étendant une couche mince de benjoin sur le fond d'un pot de terre vernissé que l'on recouvre d'un cône de papier : on chauffe, le benjoin se fond en exhalant une odeur agréable ; l'acide se dégage, se dépose sur les parois du cône, sous forme de longues aiguilles, ou de filamens droits se croisant dans tous les sens : lorsque la volatilisation cesse ou devient moins abondante, on substitue un autre cône de papier, on élève la température et on obtient alors une nouvelle quantité de flocons jaunâtres qu'une seconde sublimation purifie. La quantité d'acide varie suivant le soin qu'on apporte dans la manipulation, et probablement aussi suivant le degré de pureté de la résine elle-même : cette quantité peut aller jusqu'au huitième du poids total ; Scheèle ne l'évalue pas au-delà de 1/10 ou 1/12 : on en obtient davantage en traitant la résine par la voie humide. Suivant le procédé de ce chimiste, on verse 12 onces d'eau sur 4 de chaux éteinte, on fait bouillir et on ajoute 96 onces d'eau ; on met dans un vase une livre de benjoin réduit en poudre fine ; on verse 6 onces de l'eau de chaux qu'on mêle bien avec la résine ; on ajoute le reste peu à peu : on fait bouillir doucement ce mélange pendant une demi-heure, en

l'agitant continuellement, puis on le laisse refroidir et déposer. Le résidu est traité de nouveau par l'eau de chaux, et cette opération se répète deux fois : les liqueurs réunies sont composées de l'acide du benjoin combiné avec la chaux. On y ajoute une certaine quantité d'acide hydrochlorique, on remue continuellement jusqu'à ce que le liquide ait une saveur un peu acide; il se précipite un composé pulvérulent qui est l'acide du benjoin. Lorsqu'on veut lui donner la forme cristalline, on le dissout dans une petite quantité d'eau bouillante dont il se sépare en filamens soyeux à mesure que la température baisse.

Benzoates. Ces sels sont peu remarquables. Chauffés, tous laissent dégager une partie de leur acide : leurs dissolutions forment, sur les parois des vases où elles sont évaporées, des cristallisations en dendrites : les acides puissans les décomposent en précipitant l'acide benzoïque. On ne trouve dans la nature que les benzoates de potasse ou de soude. Le benzoate d'ammoniaque est employé comme réactif pour séparer le fer du manganèse ; il se forme un benzoate de fer insoluble, tandis que celui de manganèse est soluble : si l'on chauffe le benzoate de fer, l'acide se volatilise, et l'on obtient l'oxide de fer pour résidu.

De l'Acide gallique.

Cet acide existe dans plusieurs substances végétales astringentes, mais surtout dans les excroissances appelées *galles* ou *noix de galles*, d'où il tire son nom. On l'obtient en faisant macérer dans l'eau les noix de galles pulvérisées, filtrant la liqueur et la laissant exposée à l'air : elle se moisit, se recouvre d'une pellicule gélatineuse épaisse ; des flocons gélatineux se déposent, et, dans l'espace de deux ou trois mois, les parois du vase sont tapissés de petits cristaux jaunâtres qu'on purifie en les faisant dissoudre dans l'alcool et en évaporant la dissolution à siccité. M. Deyeux recommande

d'employer de suite le procédé de la sublimation : pour cela on met les noix de galles pulvérisées dans une cornue de verre, que l'on chauffe lentement à un feu ménagé ; l'acide s'élève et se condense dans le col de la cornue : ce procédé exige de grandes précautions, car il faut éviter avec soin que la chaleur ne dégage l'huile des noix de galles : les cristaux obtenus sont en lames brillantes assez larges. Cet acide cristallise aussi en aiguilles soyeuses ; sa saveur est faible ; il est décomposable par le feu, n'attire pas l'humidité de l'air, se dissout mal dans l'eau froide, mais est très soluble dans l'alcool.

Le caractère distinctif de l'acide gallique est sa grande affinité pour les oxides métalliques ; elle est telle que, combiné avec le tannin, il les enlève aux acides les plus puissans : plus les oxides métalliques cèdent facilement leur oxigène, plus ils sont altérables par l'acide gallique. Cet acide donne une nuance verte à une solution d'or ; il se forme un précipité brun qui passe à l'état métallique et recouvre la dissolution d'une pellicule éclatante : un effet analogue est produit dans la solution de nitrate d'argent : le mercure est précipité en jaune-orange, le cuivre en brun, le bismuth en citron, le plomb en blanc, le fer en bleu-noir. Cette dernière réaction produit l'encre ordinaire. Le meilleur procédé pour obtenir l'encre paraît être le suivant : on fait bouillir ensemble 250 grammes de noix de galles, 96 grammes de gomme arabique concassée, 96 grammes de sulfate de fer, et 2 kilogrammes d'eau ; la liqueur passée est d'une belle couleur bleue qui paraît noire. On conçoit facilement que dans cette opération l'acide gallique précipite en noir le sulfate de fer ; la gomme a pour objet de tenir le précipité en suspension.

L'acide gallique est d'un très grand emploi dans la teinture ; il constitue l'un des principaux ingrédiens des noirs, et l'on en fait usage pour fixer ou perfectionner plusieurs autres couleurs.

Gallates. L'acide gallique forme, par son union

avec les bases salifiables, des sels insolubles, excepté avec la potasse, la soude, l'ammoniaque et les bases végétales. Ces sels exposés à l'air éprouvent une altération et changent de couleur : l'oxigène est absorbé et l'acide gallique détruit. Le gallate de fer se dissout dans l'acide oxalique et même dans le sel d'oseille. Ce sel impur est employé pour faire l'encre. L'on n'a trouvé dans la nature que les gallates de chaux, de brucine et de vératrine.

Des autres Acides végétaux.

Ces acides doivent être étudiés dans les ouvrages spéciaux ou dans les mémoires particuliers qui ont démontré leur existence. Je donnerai les noms des végétaux qui renferment ceux qui offrent quelque intérêt.

Acide malique. Se trouve dans les pommes, l'épine-vinette, le prunier des jardins, le sureau ; l'*acide sorbique* que l'on trouve dans le sorbier des oiseleurs paraît être identique avec l'acide malique. L'*acide margarique* et l'*acide oléique* s'obtiennent des graisses, des huiles végétales ; ils ne contiennent pas d'azote et peuvent cependant être regardés comme appartenant au règne animal. L'*acide kinique* se trouve uni à la chaux dans les quinquina ; l'*acide méconique* dans le suc des pavots ; l'*acide ménispermique* dans la coque-du-levant ; l'*acide subérique* dans le liége ; l'*acide succinique* dans le succin ; l'*acide rheumique* dans les rhubarbes ; l'*acide igasurique* dans les strychnos, etc.

DES PRINCIPES NEUTRES.

Les principes neutres des végétaux sont 1° les matières sucrées ; 2° les fécules amylacées ; 3° les gommes ; 4° les principes colorans ; 5° les principes amers ; 6° la gelée ; 7° l'extractif ; 8° le tannin ; 9° quelques principes particuliers, tels que la sarcocolle, l'ulmine, la

nicotine, l'asparagine, l'inuline, la pollenine, la fibrine, la fungine, etc.

Des matières sucrées.

Tous les sucs végétaux ne contiennent pas de matière sucrée cristallisable ; il en est cependant un grand nombre dans lesquels on reconnaît la présence du sucre par la propriété qu'ils ont, placés dans certaines circonstances, de donner une liqueur spiritueuse: en effet, ainsi que nous le verrons plus loin en parlant de la fermentation alcoolique, cette fermentation ne peut avoir lieu sans la présence d'une matière sucrée.

Dans le langage ordinaire, on appelle sucre un corps solide, blanc, cristallisé, inaltérable à l'air, à moins que l'atmosphère ne soit très chargée d'humidité, d'une saveur douce et agréable, peu soluble dans l'alcool, soluble dans l'eau dans la proportion de parties égales à la température ordinaire : si la température s'élève, l'eau peut en dissoudre beaucoup plus que son poids ; et lorsqu'elle en est saturée, elle prend le nom de sirop; un sirop concentré n'éprouve aucune altération par l'air ; un sirop très étendu s'aigrit et se couvre de moisissures ; un sirop blanc long-temps exposé à une température de 60 à 80° se colore et perd la propriété de cristalliser. Une dissolution suffisamment concentrée, donne en cristaux une partie du sucre qu'elle contient : à cet effet on verse le sirop encore chaud dans des terrines dans lesquelles on a disposé de petits bâtons ou des fils ; par le refroidissement, les cristaux se déposent autour de ces bâtons ou de ces fils en affectant la forme de prismes tétraèdres transparens. Ce sont ces cristaux que l'on appelle *sucre-candi*.

Le sucre, chauffé à sec, se fond, se boursoufle, noircit, dégage des bulles d'air et exhale une odeur particulière appelée *caramel ;* à la chaleur rouge, le sucre brûle instantanément avec une sorte d'explosion :

la couleur de la flamme est blanche, avec une teinte bleuâtre sur les bords.

Telles sont les propriétés du sucre : le travail du chimiste a pour but d'isoler cette matière des substances étrangères avec lesquelles elle est combinée dans les sucs végétaux qui la renferment.

On trouve le sucre dans l'érable à sucre, la canne à sucre, la betterave, les carottes, et beaucoup d'autres plantes.

Sucre de l'érable. L'*acer saccharinum* de Linnée ou l'érable à sucre, forme des forêts immenses dans l'Amérique septentrionale : aussi élevé que le chêne, il a un diamètre qui varie de 0,60 cent. à 1 mètre ; il lui faut 20 ans pour atteindre toute sa croissance. De novembre jusqu'en mai on pratique par des temps doux des incisions de deux à trois pouces de profondeur dans le tronc de l'arbre, pour donner passage à la sève qui coule le long d'une petite rigole de bois jusque dans un vase placé au pied de l'arbre : la liqueur, chauffée jusqu'à l'ébullition, est écumée, puis versée en consistance sirupeuse dans des moules où elle se fige en refroidissant. La quantité de suc que peut donner un arbre varie beaucoup ; il y en a qui fournissent jusqu'à 200 litres par an : 60 kilogrammes ou 200 litres de suc donnent 5 kilogrammes de sucre.

Sucre de cannes. Le sucre dont on fait le plus d'usage est celui de cannes : on l'extrait de l'*arundo saccharifera*, plante qui est cultivée dans les Indes orientales et occidentales. Au bout de quinze ou seize mois elle a acquis sa croissance et est arrivée à son point de maturité : elle a quelquefois jusqu'à dix-huit pieds de hauteur.

Lorsque la canne est mûre, on la coupe, on enlève la partie supérieure que l'on rejette, puis on porte la canne effeuillée au moulin ; on la brise en la faisant passer entre des cylindres de fer mus par une force quelconque : le suc exprimé est reçu dans une cuve placée au-dessous.

Le liquide obtenu par cette compression, est composé de sucre, d'huile grossière, de mucilage et d'eau. Les proportions moyennes sont huit parties d'eau contre une de sucre, et une des diverses autres substances. Ce sucre entre si promptement en fermentation que le plus pur ne reste pas vingt minutes dans le récipient sans commencer à s'aigrir : aussi doit-on procéder immédiatement à la cuisson. On verse à cet effet la liqueur dans des chaudières de cuivre appelées *clarificatoires ;* on y ajoute de la chaux ou des pierres calcaires destinées à s'emparer de l'acide acétique qui se produit toujours et qui nuirait à l'opération. On chauffe jusqu'à ce que le liquide soit en ébullition : à mesure qu'il s'échauffe, il se forme à la surface des écumes que l'on enlève avec soin : lorsque la liqueur est suffisamment concentrée, on la filtre à travers une étoffe de laine, puis on l'abandonne à elle-même pendant quelques heures ; on la sépare alors, en la décantant, des matières qui s'étaient précipitées par le refroidissement ; puis on évapore de nouveau jusqu'en consistance sirupeuse. Le sirop est ensuite versé dans une bassine nommée *rafraîchissoir*, et de là dans des vases carrés percés à la partie inférieure de trous bouchés avec des chevilles de bois entourées de paille. On agite au bout de quelque temps pour faciliter la cristallisation. Le sucre en refroidissant se prend en masse confuse de cristaux imparfaits ; c'est ce que l'on appelle *se grener :* lorsque l'on juge que cette cristallisation est aussi complète que possible, on débouche les trous ; le sirop encore liquide s'écoule et le sucre reste à l'état de *cassonade* ou de *moscouade* jaune et terreuse. Le sirop écoulé se nomme *mélasse.*

Le sucre brut est apporté en Europe, où on lui fait subir de nouvelles opérations pour le séparer des matières étrangères qu'il contient encore ; c'est ce que l'on appelle le *raffiner.*

Pour raffiner le sucre brut, on le fait dissoudre dans l'eau ; l'on ajoute du charbon animal et du sang de

bœuf. L'on chauffe les vaisseaux jusqu'à ce que la liqueur soit en ébullition : l'albumine du sang se coagule, s'empare des matières étrangères et autres impuretés qu'elle entraîne avec elle à la surface en formant une écume que l'on enlève avec soin. Le charbon ou noir animal agit de deux manières : 1° par la propriété qu'il a de se combiner avec les matières colorantes et de blanchir ainsi le sucre ; 2° en enlevant la chaux qui a pu rester dans le sucre par suite de l'emploi de cette terre dans la préparation du vesou et en saturant par le carbonate de chaux qu'il contient, l'acide qui existe dans le jus de cannes ou qui s'est développé par la fermentation. L'emploi du noir a permis d'abandonner tout-à-fait l'emploi du lait de chaux dans la clarification. Lorsque la liqueur marque 27 à 28°, on retire du feu, on passe à travers une étoffe de laine, puis on concentre le sirop jusqu'au degré convenable, et on le transporte dans des rafraîchissoirs : là on agite vivement avec des morceaux de bois jusqu'à ce que le sirop cesse de filer entre les doigts et forme une masse grenue. Lorsque le sucre est parvenu à cet état, on le met dans des moules de forme conique renversés, percés à leur pointe d'un trou bouché avec un tampon. Quand le tout est refroidi, on débouche la pointe, et le liquide non cristallisé s'écoule dans un vase disposé au-dessous ; on recouvre ensuite la base des pains d'argile humide que l'on renouvelle de temps en temps. L'eau qui s'écoule de cette terre filtre à travers le sucre, et l'argile sert à empêcher l'eau de couler en trop grande quantité à travers le sucre dont elle dissoudrait alors une partie ; on retire les pains des moules, on les pose sur leurs bases et on les fait sécher dans une étuve chauffée à environ 35°.

Un des plus grands inconvéniens de ce système de raffinage consiste en ce que sous la pression atmosphérique ordinaire, on est obligé d'élever beaucoup la température pour porter la liqueur à l'ébullition : cette excessive chaleur transforme en mélasse une partie du

ucre cristallisable. On a cherché un remède dans la nouvelle forme que l'on a donnée aux chaudières que l'on fait maintenant moins profondes et plus larges, de manière à contenir moins de matière et à présenter plus de surface à l'action du feu : on a abrégé par là le temps nécessaire pour la cuisson. M. Howard a introduit dans cette fabrication une amélioration bien autrement importante : sa cuve est chauffée par la vapeur ; on est donc certain que la chaleur de la chaudière ne dépasse jamais le degré nécessaire : cette cuve fermée en dessus est en communication avec une machine pneumatique que l'on fait jouer pendant la cuisson : le vide se fait, et le sirop peut bouillir à une température très basse ; il y a donc économie de combustible, et l'on est à l'abri du danger que l'on court dans l'autre système de voir une partie de son sucre transformée en mélasse par un feu trop vif : aussi n'a-t-on qu'environ dix livres de mélasse par quintal de sucre d'après le procédé d'Howard, tandis que l'on en avait communément 25 à 30, d'après l'ancienne méthode.

. Sucre de betteraves. L'extraction de ce sucre comprend deux espèces d'opérations : les unes lui sont particulières, les autres communes avec celui de cannes. Nous ne parlerons que des premières, les autres ont été exposées dans l'article précédent.

Il y a sept ou huit variétés de betteraves, toutes propres à donner du sucre, mais en plus ou moins grande proportion, et avec plus ou moins de facilité : la variété qui paraît mériter la préférence est la betterave blanche, originaire de Silésie ; à poids égal elle contient moins de jus que la betterave jaune, mais son suc est d'une qualité supérieure et donne beaucoup plus de sucre ; d'un autre côté elle est d'une constitution plus robuste, et est moins susceptible de fermenter, de pourrir, de geler, etc.

Les opérations particulières que nécessite la bette-

rave peuvent se réduire à : 1° l'extraction du suc ; 2° la défécation ; 3° l'évaporation ; 4° le filtrage.

EXTRACTION DU SUC. La betterave présentée à la râpe cylindrique en sort déchirée, réduite en parties très déliées et tombe dans une *maye* placée au-dessous ; la pulpe est aussitôt placée sur la toile sans fin d'une presse à cylindre, éprouve dans ce passage une pression qui sépare de suite 50 de jus pour 100 de pulpe. Le marc est retiré de la toile pour être mis dans des sacs que l'on place sur la presse forte ; il reçoit une seconde pression et donne encore 18 à 25 de jus par 100 de betteraves râpées.

DÉFÉCATION. Cette opération a pour objet d'isoler le sucre contenu dans le jus de betteraves des substances auxquelles il est mêlé. Le suc exprimé s'écoule dans une chaudière où il est chauffé.

On projette ensuite un lait de chaux dans la proportion de deux à quatre grammes d'alcali par litre de jus ; on brasse, on continue le feu. Les fèces se déposent, la masse se gonfle, l'écume monte, et quand le bouillon perce l'écume on éteint subitement le feu, et on laisse refroidir. Si l'opération est bien faite, le jus que l'on puise dans le bouillon est transparent ; s'il s'il y a trop ou trop peu de chaux, la défécation est incomplète, le liquide est louche, et toutes les opérations subséquentes marchent mal. Dans cette opération la chaux décompose les oxalates et les hydrochlorates de potasse et d'ammoniaque et forme des sels solubles et insolubles : ces derniers se mêlent aux écumes et dépôts et sont enlevés, mais les sels solubles, la potasse et l'ammoniaque mis en liberté restent dans le sucre. Pour saturer ces bases on emploie maintenant l'acide sulfurique étendu que l'on verse dans la dissolution après avoir mêlé la chaux au jus. Il se forme du sulfate de chaux et du sulfate de potasse, le premier se précipite.

ÉVAPORATION. Le suc déféqué mis dans les deux chaudières évaporatoires est immédiatement mis en ébulli-

tion et mené à grand feu : quand il est réduit à moitié du volume qu'il occupait d'abord, on le passe dans la troisième chaudière évaporatoire, où on achève de l'amener à 22 ou 24° de l'aréomètre de Baumé. Pendant cette évaporation on y projette du charbon animal dans la proportion de 1 1/2 à deux pour 100 du poids du liquide déféqué. On verse ce charbon à trois reprises : un tiers quand le suc entre en ébullition ; un tiers quand il marque 12°, et le dernier tiers quand il est à 15° aréométriques.

Filtrage. Lorsque le suc est concentré à 22 ou 24°, on arrête le feu et on jette dans la chaudière environ cinq litres de lait écrémé étendus dans un seau d'eau, pour le résultat de 100 litres de jus déféqué. Le charbon qui était en suspension dans tout le liquide s'en sépare de suite et se dépose. Au lieu de décanter, pour vider plus rapidement la chaudière, et même pour plus de sécurité, on passe toute la liqueur à travers un drap, en ayant soin de remettre les premiers litres qui en sortent et qui ne sont pas limpides. Le sirop clair est reçu dans le *bassin à clairse*, et est travaillé à la manière ordinaire.

Sucre de raisin. Le suc de raisin ne donne qu'une petite quantité de sucre cristallisable. Ce sucre est d'une espèce particulière, et se trouve dans presque tous les fruits : il ne cristallise pas régulièrement, et se dépose en petits grains groupés entre eux : sa saveur est fraîche et sucrée ; il ne diffère du sucre de cannes qu'en ce qu'il sucre beaucoup moins.

Ceux qui voudront s'occuper plus spécialement du raffinage du sucre des Colonies ou de la fabrication du sucre indigène, pourront consulter l'Art du raffineur de Chandelet ou l'Art de fabriquer le sucre de betteraves de M. Dubrunfaut.

Du miel. Cette substance est déposée par les abeilles dans des gâteaux de cire : on ne sait pas encore si ces insectes recueillent le miel tout formé ou s'ils l'élaborent ; mais il est hors de doute qu'il appartient à la

classe des matières sucrées végétales. Le miel est d'une couleur blanche ou jaunâtre, d'une consistance molle et grenue, d'une odeur saccharine et aromatique. On peut séparer le sucre en faisant fondre le miel et en y ajoutant du carbonate de chaux en poudre, jusqu'à ce que toute effervescence cesse, en ayant soin d'écumer la solution. Le liquide ainsi traité, clarifié par des blancs d'œufs et filtré, dépose peu à peu par le refroidissement des cristaux de sucre à peu près analogues à ceux que l'on obtient du sucre de raisin.

Il est hors de notre plan d'énumérer toutes les plantes qui renferment quelque principe sucré. Examinons seulement l'action des acides et des bases précédemment étudiées sur le sucre ordinaire.

Les acides sulfurique et hydrochlorique réagissent avec une grande énergie sur le sucre. Suivant M. Vogel, du charbon est mis à nu ; une grande partie du sucre est détruite, ce qui reste a perdu la faculté de cristalliser.

L'acide nitrique dissout le sucre avec une vive effervescence qu'occasionne le dégagement du deutoxide d'azote, et le convertit, comme nous l'avons vu, en acide oxalique.

Le sucre en solution dans l'eau à la température de 10° peut dissoudre la moitié de son poids de chaux. Cette solution affecte la couleur du vin blanc et exhale l'odeur de chaux vive récemment éteinte.

Les alcalis en général en s'unissant avec le sucre lui donnent une saveur amère et le rendent incristallisable ; il reprend ses propriétés primitives par l'addition d'une quantité d'acide suffisante pour saturer la base alcaline.

Plusieurs oxides et particulièrement le protoxide de plomb, s'unissent au sucre en le dissolvant ; mais il se précipite bientôt une poudre blanche, légère, insoluble, qui est un mélange d'oxide et de sucre. Les acides décomposent ce mélange en s'emparant de l'oxide.

Les usages du sucre sont connus ; il est devenu au-

jourd'hui un aliment essentiel chez les Européens. Il a la propriété de préserver d'autres substances végétales de la putréfaction ; aussi l'emploie-t-on à cet effet dans les sirops, les pâtes, les conserves, etc.

Des Fécules amilacées.

L'amidon, ou la fécule amilacée, est cette substance très répandue dans la nature et qui constitue la matière nutritive des végétaux. Elle est identique, pour le chimiste, soit qu'on l'ait obtenue d'une graine céréale, soit qu'elle ait été extraite de la pomme de terre, du juca ou jatropha manihot des botanistes, du maranta indica, du sagus farinaria, de différens orchis : mais comme elle diffère alors dans sa forme, sa pesanteur spécifique et son degré de solubilité dans l'eau bouillante, on lui donne, selon les plantes dont elle est extraite, les noms d'amidon proprement dit, de fécule de pomme de terre, de pain de cassave ou de tapioka, d'arrow-root, de sagou, de salep.

L'amidon, lorsqu'il est pur, est blanc, pulvérulent, insipide, inodore, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau froide, l'alcool et l'éther, mais formant avec l'eau bouillante une gelée connue sous le nom d'*empois*. Il existe principalement dans les parties blanches et cassantes des végétaux, dans les racines tubéreuses et dans les semences des graminées. On l'extrait en broyant les graines ou râpant les racines et les lavant à l'eau froide : le parenchyme se dépose et on obtient en suspension dans l'eau une poudre fine, blanche, qui se précipite peu à peu : cette poudre est l'amidon.

Un autre procédé consiste à mettre sur un tamis de crin la pulpe des racines d'arum, des pommes de terre, des glands, des marrons d'Inde, etc. L'amidon passe avec l'eau quand on procède au lavage, et abandonne les matières grossières avec lesquelles il était mêlé. Les céréales, telles que l'orge, le blé, contenant du gluten qui enveloppe la fécule, ne peuvent être trai-

tées de la même manière : il faut, pour en extraire l'amidon, détruire d'abord ce gluten par la fermentation : quant aux graines oléagineuses, il faut que l'huile en ait été exprimée pour qu'on en puisse extraire l'amidon. Les divers modes d'obtenir cette substance constituent l'art de l'amidonnier, du fabricant de fécules, etc., et exigent des détails qui ne peuvent trouver place ici. C'est maintenant avec la pomme de terre que l'on prépare la plus grande partie de la fécule employée.

Le chimiste s'assure de la présence de l'amidon au moyen de l'*iode :* à cet effet il verse dans la liqueur à essayer de l'eau que l'on a tenue pendant quelque temps en ébullition sur de l'iode (la teinture alcoolique d'iode réussit également bien); il se manifeste à l'instant une couleur d'un bleu très prononcé.

La plupart des corps précédemment étudiés réagissent sur la fécule amilacée; les résultats les plus remarquables sont ceux que présentent la chaleur et les acides.

Action de la chaleur. MM. Vauquelin et Bouillon-Lagrange ont indiqué qu'en torréfiant légèrement l'amidon, on modifie ses propriétés sans le décomposer; il devient soluble dans l'eau froide, acquiert beaucoup d'analogie avec les gommes, et peut les suppléer dans presque tous les arts : à une température plus élevée, l'amidon devient brun, se boursoufle, se décompose comme toutes les matières végétales, en dégageant les mêmes produits volatils et laissant un résidu charbonneux.

Action des acides. L'acide nitrique tranforme l'amidon en acide oxalique; mais l'action de l'acide sulfurique est un des plus beaux résultats que la chimie ait offerts depuis long-temps aux arts. M. Kirchoff démontra le premier que l'amidon traité par une petite quantité d'acide sulfurique se convertissait en matière sucrée : cette découverte ne fut regardée d'abord que comme un fait curieux; mais bientôt l'industrie s'en

empara, les perfectionnemens marchèrent avec tant de rapidité qu'on parvint en peu de temps aux résultats les plus satisfaisans. L'opération en grand s'exécute de la manière suivante :

On se sert d'une chaudière ordinaire dans laquelle on verse l'eau acidulée dans la proportion de trois parties d'acide concentré pour 100 de la fécule à employer. On chauffe la liqueur et, lorsqu'elle est en pleine ébullition, on y fait tomber uniformément au moyen d'une petite trémie de la fécule bien desséchée, et on agite fortement. A mesure que la fécule se délaye avec l'eau acidulée bouillante, elle se dissout immédiatement sans que la liqueur prenne de consistance. On remplace par de nouvelle eau celle qui s'évapore. Au bout de 36 heures environ, lorsque la réaction est complète, on sature l'acide au moyen de la craie que l'on projette jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence ; on clarifie au blanc d'œuf ; on donne le temps au sulfate de chaux produit de se déposer ; puis on filtre sur une chausse de laine ; on reprend les résidus par une petite quantité d'eau froide, et on filtre de nouveau. Toutes ces liqueurs claires sont réunies dans une chaudière et soumises à l'évaporation. Lorsqu'on est à 30° de l'aréomètre, on retire 150 livres de sirop pour 100 livres de fécule : si on pousse à 45° on obtient 100 pour 100, et enfin 90 seulement de sucre sec.

Cette opération n'a pas ordinairement pour objet d'obtenir le sucre ; on a en général pour but de fabriquer l'alcool ; dans ce cas, on s'arrête au degré nécessaire pour pouvoir établir la fermentation : ce degré est de 7 ou 8 ; on y délaye ensuite la levure, et la température étant à 20° ou 25°, la fermentation s'établit comme nous le verrons en traitant de cette partie. On n'a pas encore rendu compte d'une manière satisfaisante de la transformation de la fécule en sucre par l'acide sulfurique. La seule explication que je connaisse est celle qu'a donnée Théodore de Saussure ;

mais elle ne s'accorde pas toujours avec les résultats obtenus.

L'amidon s'emploie dans beaucoup d'art. Les peintres, les colleurs, les confiseurs, les blanchisseurs s'en servent fréquemment. Les médecins ordonnent la fécule de pommes de terre, le sagou, le salep, comme alimens d'une nature particulière et comme médicamens. La farine n'est qu'un composé d'amidon et de gluten; enfin l'amidon constitue la poudre à poudrer.

Des Gommes.

Gomme. On appelle ainsi un mucilage d'une saveur douceâtre qui exsude spontanément de plusieurs espèces d'arbres, et qui durcit à l'air en conservant une transparence plus ou moins altérée par des corps étrangers. Il est inodore, inaltérable à l'air, et susceptible de reprendre sa viscosité quand on l'humecte avec de l'eau. La gomme est soluble dans l'eau, mais insoluble dans l'alcool qui la précipite de toutes ses dissolutions. Les huiles, les éthers, l'acide nitrique décomposent la gomme; chauffée fortement elle donne lieu aux mêmes phénomènes que le sucre, l'amidon : les alcalis la dissolvent.

On distingue quatre espèces de gomme : 1° les gommes communes qu'on extrait du prunier, du cerisier, du pêcher, etc., etc.; 2° la gomme arabique qui découle naturellement d'une espèce d'acacia en Égypte, en Arabie; elle forme avec l'eau un mucilage transparent; 3° la gomme du Sénégal; elle ne diffère presque pas de la gomme arabique; les morceaux en sont plus gros et plus clairs; 4° la gomme adraganthe : elle provient d'une petite plante (astragalus tragacantha) qui croît en Syrie, en Crète; on l'apporte en morceaux sous forme de rubans; elle donne avec l'eau une gélée épaisse, opaque, qui, abandonnée pendant plusieurs jours, se sépare en deux parties; la pre-

mière, qui est liquide, donne par l'évaporation une gomme identique à la gomme arabique : le dépôt contient de l'amidon, car l'iode le fait virer au bleu, si on fait bouillir ce dépôt quelques heures dans l'eau, la matière devient soluble et acquiert les propriétés de la gomme arabique.

La gomme est un aliment nutritif ; cependant les expériences de M. Magendie démontrent qu'elle ne peut par elle-même entretenir la vie. On l'emploie en médecine comme adoucissant ; dans les arts on s'en sert pour donner l'apprêt aux toiles, aux dentelles ; et dans les fabriques de toiles peintes pour donner de la consistance aux couleurs que l'on applique.

Des Matières colorantes.

Il existe dans les végétaux plusieurs matières colorantes qui en peuvent être isolées ; ces matières se trouvent soit unies aux principes immédiats des plantes, soit combinées les unes avec les autres. Les travaux que l'on a exécutés jusqu'ici pour extraire ces principes colorans laissent beaucoup à désirer ; aussi n'est-on parvenu à se procurer purs qu'un très petit nombre d'entre eux : ce sont l'*hématine* du bois de campêche, la *polychroïte* du safran, la *carthamine* du carthame, la *santaline* du santal rouge, l'*indigotine* de l'indigot l'*alizarine* de la garance, etc.

Toutes ces matières sont solubles dans l'eau ou dans l'alcool auxquelles elles communiquent leur couleur ; le feu les décompose ; les acides et les alcalis les altèrent presque toutes en se combinant avec elles ; aussi peut-on en général faire reparaître la couleur altérée par un acide en saturant ce dernier par un alcali, et la couleur altérée par un alcali en le saturant par un acide. Le chlore détruit toutes ces matières et les transforme en jaune sale.

La plupart des oxides métalliques ou des sous-sels peuvent enlever les matières colorantes à l'eau qui les

dissout et les précipite en formant avec elles une combinaison que l'on nomme *laque*. Le plus ordinairement ces laques sont des composés de matière colorante et d'alumine ; nous citerons particulièrement les laques de garance ou de gaude : on fait une forte décoction de garance (*rubia tinctorum*) ou de gaude (*reseda luteola*) ; on fait dissoudre dans cette liqueur une proportion plus ou moins grande d'alun (sulfate d'alumine et de potasse) ; la laque sera d'autant plus belle que la quantité d'alun sera moins considérable. Si lorsque la solution est parfaite on ajoute de la potasse carbonatée, cet alcali s'unit à l'acide sulfurique qui retenait l'alumine dans l'alun, et cette dernière terre se précipite entraînant presque toute la matière colorante tenue en dissolution : le précipité recueilli, séché avec soin et formé en petits cônes constitue la laque qui sera rouge pour la garance et jaune pour la gaude.

Les matières colorantes sont principalement employées en teinture.

De la Teinture.

L'art de la teinture consiste à fixer les matières colorantes sur les fils ou tissus ; cette opération est basée sur l'affinité qui lie entre elles les couleurs et les étoffes : les principales étoffes sont les tissus de laine, de soie, de coton et de fil. Les deux premières exercent une action plus vive sur la matière colorante et sont donc plus faciles à teindre que les dernières.

Il y a en teinture quatre opérations bien différentes : 1° décreusage, désuintage ; 2° blanchîment ; 3° application du mordant ; 4° fixation de la matière colorante.

DÉCREUSAGE, DÉSUINTAGE. Les fils ou tissus destinés à être teints doivent être auparavant séparés des matières étrangères qui altèrent leur couleur et leur flexibilité. La série d'opérations par laquelle on obtient

ces résultats se nomme décreusage, lorsqu'elle s'exécute sur la soie, le coton, le fil, le chanvre; pour décreuser la soie il suffit de la faire bouillir pendant un temps plus ou moins long avec quinze fois son poids d'eau et une quantité variable de savon. On débarrasse ainsi la soie d'une matière gommeuse et d'un peu d'huile qu'elle contient. Les toiles de coton, de lin etc., sont mises en ébullition dans une lessive de soude après avoir été lavées.

Blanchiment. Cette opération à pour objet de blanchir les fils ou tissus plus ou moins parfaitement, selon que la teinte à donner est moins ou plus foncée.

Les tissus de lin, de chanvre, de coton peuvent acquérir un grand degré de blancheur par des immersions alternatives dans une lessive alcaline, des bains de chlore ou de chlorure de chaux, et de l'acide sulfurique étendu d'une très forte proportion d'eau. Quant à la laine et à la soie, lorsqu'elles ont été décreusées on leur donne le dernier degré de blancheur en les suspendant dans des chambres hermétiquement fermées dans lesquelles on brûle du soufre.

Le désuintage s'exécute sur la laine et la débarrasse d'une substance grasse ou suint dont la toison est chargée. L'opération consiste généralement à faire tremper la laine dans de l'urine putréfiée étendue d'eau : on laisse la laine dans ce bain chauffé à 35 degrés pendant environ un quart d'heure, puis on lave à grande eau. L'urine contient un alcali volatil qui s'unit à la graisse et la rend soluble dans l'eau.

Mordans. On a donné le nom de mordans à des substances qui s'appliquent préalablement sur les pièces d'étoffes à teindre et augmentent leur affinité pour les matières colorantes. Il est évident que si le mordant est appliqué sur toute la surface d'une pièce d'étoffe et si cette dernière est plongée dans un bain de teinture, elle prendra uniformément la couleur; mais si le mordant n'est appliqué que sur certaines parties de la pièce, la teinture ne s'attachera

que sur ces mêmes parties. Le premier procédé constitue l'art de la teinture proprement dit, et le second celui de l'impression sur toiles, cotons : dans cette fabrication le mordant est appliqué sur l'étoffe au moyen de blocs de bois ou de planches de cuivre sur lesquels on a gravé les dessins que l'on veut reproduire ; puis on trempe la pièce dans le bain de teinture et on lave à grande eau ; la couleur s'écoule des parties qui n'ont pas reçu le mordant, en ne s'attachant qu'à celles où cette base est fixée. Le mordant communément employé est l'acétate d'alumine.

En teinture, les mordans les plus usités sont l'alun, l'acétate de fer, l'hydrochlorate d'étain, la noix de galles. L'alunage de la soie se fait à froid en laissant cette substance pendant 24 heures dans l'eau renfermant 1|60 d'alun. L'alunage de la laine et du coton se fait à chaud. L'alun est dissous dans l'eau chaude, et l'on fait bouillir dans le bain le fil ou tissu sur lequel on veut appliquer la couleur : on plonge ensuite les étoffes ainsi alunées dans le bain où l'on a fait dissoudre les matières colorantes ; on les y laisse pendant un certain temps et à une température qui varie ; on lave à grande eau, puis on fait sécher.

Nous terminerons en indiquant les plantes qui servent à préparer les couleurs.

Le jaune s'obtient en traitant convenablement :

La graine d'Avignon...... Rhamnus infectorius.
Racine de curcuma....... Curcuma longa.
Bois de fustet... .... Morus tinctoria.
Gaude.................. Reseda luteola.
Gomme gutte........... Cambogia gutta.
Safran (stygmates)...... Crocus sativus.
Quercitron (écorces de).. Quercus nigra.

L'on emploie comme mordant l'alun et quelquefois l'hydrochlorate d'étain.

Couleurs rouges.

Bois de Brésil.	Cæsalpina crista.
— Campèche.	Hæmathoxilum campechianum.
Fleurs de carthame.	Carthamus tinctorius.
Racine de garance.	Rubia tinctorum.
Semences de rocou	Bixa orellana.
Orseille.	Lichen roccella.

L'alun, la crême de tartre, l'hydrochlorate d'étain sont employés comme mordans.

Couleurs bleues.

Indigo.	Isatis indigofera.
Pastel, Wouëde	Isatis tinctoria.

La teinture bleue d'indigo s'applique sans intermède.

Les noirs s'obtiennent par la combinaison de la noix de galles, de l'écorce de chêne, avec la base d'un sel de fer; l'on emploie ordinairement le sulfate ou le pyrolignite de cette base.

Les gris ne sont que des noirs peu foncés.

Les verts sont le résultat du jaune et du bleu.

Pour les nuances plus délicates et tous les détails des opérations de teinture, nous renverrons aux traités spéciaux.

DES PRINCIPES AMERS.

Plusieurs substances végétales ont une saveur amère très marquée : telles sont les bois amers ou de Surinam, la scille, le houblon, la gentiane, le café, la coque-du-levant; ces corps doivent leur saveur amère à un principe immédiat que l'on est parvenu quelquefois à isoler. On distingue :

1° La *quassine*, substance jaune-brunâtre que l'on obtient du quassie ou bois amer (quassia amara).

2° La *scillitine*, principe blanc, transparent, obtenu par M. Vogel de la scille (scilla maritima).

3° La *caféine* est le principe amer du café, demi transparent comme la corne et d'une couleur jaune, volatil, susceptible de cristalliser en aiguilles soyeuses.

4° Le *principe amer artificiel* : cette espèce a été formée par l'action de l'acide nitrique sur diverses substances végétales et animales.

5° La *daphnéine* : principe amer du daphne alpina, obtenue par Vauquelin.

De la Gelée.

La gelée se trouve dans les sucs de quelques fruits acides, tels que les pommes, les groseilles, les coings, etc. ; elle se dépose du liquide sous forme d'une masse tremblante, presque incolore et d'une saveur assez agréable ; elle est à peine soluble dans l'eau froide, plus soluble dans l'eau bouillante : cette solution refroidie se prend en gelée tremblante : une ébullition prolongée lui enlève cette dernière propriété. Si on la dessèche, elle devient transparente, dure et cassante comme la gomme ; elle s'unit aux alcalis ; l'acide nitrique la convertit en acide oxalique ; son union avec le sucre forme un aliment très agréable.

La présence de ce corps particulier dans les groseilles, les pommes, les coings, nous explique pourquoi l'on peut faire des conserves en gelée tremblante avec ces fruits, tandis qu'il est impossible d'obtenir le même résultat avec les prunes, les abricots, les cerises qui sont dépourvus du même principe.

De l'Extractif.

On a confondu sous ce nom beaucoup de principes végétaux différens. En médecine, on appelle extrait le suc d'une plante évaporé jusqu'à former une masse sèche, et par conséquent la signification de ce mot

comprend la gomme, la gelée et les parties solubles dans l'eau que pouvait contenir la plante elle-même. Les chimistes entendent par extractif un principe particulier qu'ils supposent identique dans tous les extraits des végétaux. L'existence de ce principe n'est pas démontrée, puisque l'on n'est pas encore parvenu à l'isoler. En admettant son existence, on lui reconnaît les propriétés suivantes :

1° Soluble dans l'eau, sa dissolution est toujours colorée; 2° une saveur forte qui varie avec la nature de la plante qui l'a fourni; 3° insoluble dans l'alcool, dans l'éther.

Du Tannin.

Tannin. On appelle ainsi un principe particulier qui existe dans toutes les plantes astringentes, et qui a la propriété de se combiner avec les substances animales et de les rendre imputrescibles. Son existence est problématique puisqu'il n'a pu être parfaitement isolé; cependant on lui reconnaît les propriétés suivantes. Ce composé parfaitement desséché est brillant, noir, à cassure vitreuse, insoluble dans l'alcool selon les uns, soluble selon Davy; plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide; la solution a une couleur brune-noire, une saveur astringente et une odeur particulière; les acides le précipitent en un fluide visqueux analogue à la poix; le carbonate de potasse le précipite en jaune, le fer en bleu qui paraît noir. Nous aurons occasion de rappeler ses usages lorsque nous parlerons de l'art du tanneur.

DE QUELQUES PRINCIPES PARTICULIERS.

Sarcocolle. Substance incristallisable, très fragile, brune, soluble dans l'eau et dans l'alcool, d'une saveur douce-amère. L'acide nitrique la convertit en acide oxalique.

Ulmine. Nom d'une substance très singulière étu-

diée par Klaproth : elle diffère essentiellement de tous les corps connus, et doit par conséquent constituer un principe végétal nouveau : elle exsude spontanément d'une espèce d'orme que le chimiste prussien croit être l'*ulmus nigra ;* elle est solide, dure, noire et d'un beau lustre : l'acide nitrique la convertit en une substance de nature résineuse.

Nicotine. Principe particulier qui se trouve dans le tabac (*nicotiana tabacum*) ; il est incolore, volatil, délétère, et a le goût particulier de la plante.

Asparagine. Cristaux blancs, transparens, qui se déposent du suc d'asperges chauffé, filtré et abandonné à lui-même pendant 15 à 20 jours.

Inuline. Poudre blanche, insoluble dans l'eau froide et dans l'alcool, soluble dans l'eau chaude ; qui brûle en répandant une odeur de caramel, et donne de l'acide oxalique lorsqu'on la traite par l'acide nitrique ; on l'extrait de l'aulnée (*inula helenium*).

Pollenine. Substance jaune, insipide, inodore, trouvée dans le pollen de plusieurs plantes, telles que le pin maritime, le licopode, le dattier, etc., etc.

Je répéterai ici ce que j'ai déjà dit sur ces principes particuliers : je n'ai pas eu pour but d'en donner une liste exacte, cette énumération eût dépassé les bornes qui m'étaient imposées ; ces substances doivent être étudiées dans les mémoires originaux qui constatent leur existence comme possédant des propriétés qui les différencient des corps déjà connus.

DES PRINCIPES ALCALINS.

Les principes alcalins végétaux jouissent des propriétés que nous avons reconnues dans les alcalis du règne minéral : il ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide, sont susceptibles de neutraliser les acides et de former avec ces derniers corps des sels qui cristallisent plus ou moins facilement. La découverte des alcalis végétaux conduira

sans doute à des données importantes qui agrandiront le domaine de la chimie végétale ; mais cette partie laisse à désirer, et n'est pas à beaucoup près aussi avancée que celle des acides : les principes alcalins ont été isolés à une époque très rapprochée de nous, puisque le premier alcali connu (morphine) fut découvert en 1805 ; tandis que la connaissance de plusieurs acides végétaux date des siècles les plus reculés. Cette différence s'explique facilement : la nature nous offre un grand nombre d'acides végétaux à l'état libre, tandis que les alcalis sont toujours unis à un acide qui masque leurs propriétés et les dérobe à nos recherches. Le nombre des alcalis végétaux connus est déjà considérable et augmente tous les jours ; mais il est assez probable que plusieurs des composés admis comme alcalis particuliers par leurs auteurs seront rangés dans une autre classe ou même reconnus faire double emploi ; cependant il en est dont l'existence paraît bien prouvée ; ce sont : 1° la brucine ; 2° la cinchonine ; 3° l'émétine ; 4° la morphine ; 5° la picrotoxine ; 6° la quinine ; 7° la strychnine et peut-être la daturine, la delphine et la vératrine.

Brucine. Principe vénéneux de la fausse angusture ; où il est uni à l'acide gallique. Il est peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'éther et les huiles grasses, mais très soluble dans l'alcool.

Cinchonine. Alcali que l'on trouve particulièrement dans le quinquina gris (*cinchona officinalis*). Il est blanc, très peu soluble dans l'eau chaude, l'éther, les huiles fines, très soluble dans l'alcool, au feu il se décompose et se volatilise en partie.

Emétine. Principe alcalin qui serait en même temps le principe vomitif des ipécacuanha : cet alcali serait combiné à l'acide gallique dans ce végétal. On l'a proposé comme possédant sous un plus petit volume les propriétés de la plante, et par conséquent pouvant la remplacer avec avantage. L'émétine est blanche, peu soluble dans l'eau, insoluble dans l'éther et les huiles ;

très soluble dans l'alcool; la noix de galle est le meilleur antidote contre les empoisonnemens par l'émétine.

Morphine. Principe narcotique de l'opium, il est solide, incolore, cristallisé en pyramides tronquées, insoluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau chaude, dans l'alcool et dans l'éther; il forme avec les acides des sels plus ou moins cristallisables. L'*acétate de morphine* qu'un célèbre procès fit connaître au public se prépare directement par l'union de l'acide acétique et de la morphine; il n'est pas susceptible de cristalliser; on évapore à siccité et on obtient une poudre grisâtre, d'une saveur excessivement amère, et qui agit comme narcotique sur l'économie animale; les médecins en ont fait usage comme remplaçant l'opium, mais il est moins employé aujourd'hui. M. Sérullas a démontré dans ces derniers temps que l'acide iodique était un excellent réactif des sels de morphine, une partie de l'iode est mise à nu.

Picrotoxine. Principe actif de la coque-du-levant (cocculus indicus); il est blanc demi transparent, soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'huile.

Quinine. Principe analogue à la cinchonine. Ces deux alcalis existent simultanément dans le quinquina rouge (cinchona oblongifolia); mais la quinine se trouve presque seule dans le quinquina jaune (cinchona cordifolia); ils sont tous deux combinés avec l'acide kinique. Le sulfate de quinine est très employé en médecine; il possède, sous un volume bien moins considérable, les propriétés fébrifuges du quinquina; ses effets sont même plus certains : de telles considérations suffisent pour en étendre l'usage, et sous ce rapport seul il exige un examen particulier.

Le sulfate de quinine est blanc cristallisé en houppes soyeuses, d'une saveur très amère, peu soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool, surtout à chaud. On peut le préparer de la manière suivante : le quinquina réduit en poudre grossière est traité à chaud par de

l'eau aiguisée par l'acide sulfurique. La même opération se répète deux ou trois fois : les décoctions réunies sont traitées par la chaux qui neutralise l'acide sulfurique et décompose le kinate de quinine : le précipité obtenu paraît formé de chaux en excès, de sulfate de chaux, de kinate de chaux et de quinine : l'alcool bouillant versé sur ce précipité enlève la quinine, et cette solution distillée au 5/6 donne pour résidu une matière brune visqueuse qui est la quinine unie à la matière colorante. Ce résidu est repris par de l'eau acidulée par l'acide sulfurique ; on filtre bouillant et la liqueur refroidie laisse précipiter le sulfate de quinine qui est ordinairement parfaitement blanc : dans le cas contraire une nouvelle cristallisation le purifie complètement. Souvent on ajoute du charbon animal à la dissolution avant de filtrer, et l'on sépare ainsi la matière colorante qui reste sur le filtre.

STRYCHNINE. Principe stupéfiant des strychnos : tels sont la noix vomique, la fève Saint-Ignace, le bois de couleuvre, etc. ; cet alcali paraît uni à un acide particulier que les auteurs ont appelé *acide igasurique*.

La strychnine, et surtout ses sels solubles sont des poisons très violens.

DES PRINCIPES HYDROGÉNÉS OU INFLAMMABLES.

Les principes hydrogénés des végétaux contiennent en même temps un grand excès de carbone ; ils ont des propriétés tellement caractéristiques qu'on ne peut les confondre avec ceux que nous avons étudiés jusqu'ici : ils ne sont ni acides ni alcalins ; et d'un autre côté ils brûlent rapidement, en donnant une fumée très épaisse et se putréfient très difficilement ; ils sont en général insolubles dans l'eau et solubles dans l'alcool. Parmi ces produits on distingue, 1° les huiles ; 2° les résines ; 3° les baumes ; 4° les gommes-résines ;

5° le camphre; 6° la cire; 7° le caout-chouc ou gomme élastique.

Des Huiles.

Les huiles sont inflammables, insolubles dans l'eau, et fluides à une température modérée. On distingue les huiles en huiles fixes ou grasses, et en huiles volatiles ou essentielles.

Des huiles fixes. Elles ont pour caractère distinctif des huiles essentielles : 1° de ne pouvoir se volatiliser sans altération, et par conséquent de former sur le papier une tache que l'action de la chaleur ne peut faire disparaître; 2° d'être, excepté l'huile de ricin, insolubles dans l'alcool; 3° d'être, excepté les huiles d'olive et de laurier, contenues dans l'intérieur même de la graine; 4° d'être enfin toutes moins pesantes que l'eau. Toutes sont composées de deux corps gras la stéarine et l'élaïne. Le premier est solide et analogue au suif, on en fait aujourd'hui des bougies; le second est liquide. On peut séparer ces substances en pressant dans du papier à filtrer les huiles congelées, l'élaïne seule est absorbée par le papier. On peut diviser les huiles en huiles non siccatives ou grasses, et en huiles siccatives; les premières restent fluides à l'air, tandis que les deuxièmes absorbent l'oxigène de l'air, deviennent rances, épaississent et sèchent assez rapidement si elles sont étendues en couches minces, et perdent la propriété de tacher le papier : on augmente cette propriété siccative en les faisant bouillir sur de la litharge (oxide de plomb); elles sont alors très employées en peinture et portent le nom d'huiles lithargirisées. La préparation des huiles fixes n'offre aucune difficulté; elle se fait par expression : on concasse la graine et on la soumet à l'action de la presse; l'opération se fait 1° à froid pour les huiles employées comme comestibles, 2° à la chaleur de 100° pour les huiles employées dans les arts : ce dernier mode qui rend l'huile plus fluide et facilite

n extraction ne peut être applicable aux huiles alimentaires, parce qu'il altère leur saveur d'une manière très sensible.

Les huiles fixes se congèlent en général à 3 ou 4° au-dessus de zéro : cependant quelques-unes exigent une température plus basse que celle à laquelle l'eau se solidifie. Elles entrent en ébullition à une température qui varie de 320 à 340° ; c'est une véritable décomposition avec émission de gaz qui entraîne de l'huile déjà altérée ; en distillant plusieurs fois le même produit on obtient une huile qui peut ensuite se volatiliser sans altération. La densité des huiles est à peu près uniforme ; celle des huiles d'olive et de navette est 0,913 ; celles de lin et d'amande est de 0,932 ; de l'huile de ricin 0,968 ; des huiles de noix et de faîne 0,923. Les produits de la combustion de l'huile sont de l'eau et de l'acide carbonique ; il résulte des expériences de MM. Gay-Lussac et Thénard que l'huile d'olive contient :

Carbone...	77,213 ou	12	proportions	de carbone	72
Oxigène....	9,427	1	—	d'oxigène	8
Hydrogène..	13,360	12	—	hydrogène	12

Voici une liste des huiles principales et des arbres qui les produisent. *Huile de Ben ou Behen*, on l'obtient, par la simple expression, de la noix du *Morynga-Zeilanica ;* elle est remarquable en ce qu'elle rancit très difficilement, aussi les parfumeurs l'emploient-ils pour extraire le principe aromatique des fleurs qui ne produisent que peu ou point d'huile essentielle dans la distillation, telles sont le jasmin, la tubéreuse. *Huile de blé de Turquie*, du *sesamicum orientale. Huile* ou *beurre de cacao :* cette huile est solide à la température ordinaire ; on l'obtient par l'ébullition dans l'eau des graines du *theobroma cacao*, le beurre fond, surnage, est recueilli, purifié et moulé à la manière du chocolat ; les médecins en font usage comme adoucissant. *Huile*

de chenevis : cette huile qui est verdâtre s'emploie pour l'éclairage dans les campagnes ; on l'extrait des graines de la plante *cannabis sativa* qui produit le chanvre ordinaire. *Huiles de colza*, *de navette*, employées dans l'éclairage et dans l'art du foulon ; elles sont obtenues des graines du *brassica arvensis* et *napus :* on les purifie en les agitant avec les $\frac{2}{100}$ de leur poids d'acide sulfurique, puis les battant avec le double de leur volume d'eau ; l'acide s'empare de la matière colorante et la charbonne ; on achève de purifier en filtrant. *Huile de hêtre* ou *de faîne*, cette huile est très douce, elle remplace souvent l'huile d'olive, surtout en Picardie ; on l'extrait de la graine tétraédrique du *fagus sylvatica*. *Huile de laurier :* se retire par expression des fruits du *laurus nobilis*. *Huile de lin :* cette huile traitée par la litharge forme ordinairement l'huile siccative des peintres ; on l'obtient des graines du *linum usitatissimum* et du *linum perenne*. *Huile ou beurre de muscades :* ce composé est solide, jaune, d'une odeur de muscade, et se retire par expression de la muscade ordinaire qui est le fruit du *myristica moschata*. *Huiles de noix et de noisettes :* employées quelquefois comme aliment, et extraites du *juglans regia* et du *coryllus avellana*. *Huile d'œillette* ou de *pavots :* employée comme aliment et extraite des graines du pavot, *papaver somniferum ;* elle est siccative, se traite aussi par la litharge et sert alors en peinture. *Huile d'olive :* d'une saveur très douce ; on la falsifie quelquefois avec la précédente ; suivant M. Poutet, on reconnaît la fraude en mettant dans un tube un gros de nitrate de mercure, douze gros de l'huile suspecte et agitant fortement ; le mélange doit être solidifié le lendemain, dans le cas contraire, la partie restée liquide indique la proportion d'huile d'œillette qui a été mêlée à l'huile d'olive : on extrait l'huile d'olive des fruits de l'*olea europea ;* cet arbre est une source de richesses pour la Provence où il est cultivé en grand. *Huile de ricin*, ou *de palma-christi*, appelée aussi par les Anglais *huile de castor*, s'extrait

des graines du *ricinus communis* ; cette huile dont l'usage se répand tous les jours dans la médecine est un purgatif très doux ; sa préparation exige quelques précautions. Les graines du ricin sont petites, oblongues et marquées de petites taches noires ; si on enlève la pellicule, on obtient une petite amande blanche qui renferme un principe âcre que la chaleur volatilise ; on peut extraire l'huile en torréfiant légèrement ces graines pour volatiliser ce principe âcre, et en soumettant à la presse : l'huile ainsi obtenue est moins douce que celle préparée par le procédé suivant : on concasse la graine, et on la soumet à l'ébullition après l'avoir mêlée à une certaine quantité d'eau ; l'huile parfaitement débarrassée de toute âcreté, surnage et peut être enlevée par les moyens connus.

Les huiles fixes sont des substances très nutritives : elles ont une foule d'applications dans les arts mécaniques, on les emploie dans la préparation des vernis, dans l'éclairage ; mais la consommation la plus considérable a lieu pour la fabrication des savons de soude ou de potasse.

Des savons. Le chimiste appelle *savons* le résultat de la réaction d'une matière grasse sur un oxide métallique. On peut les diviser en deux sections : 1° savons solubles ; 2° savons insolubles. Les premiers ont pour oxides la potasse, la soude, et composent ce que le public appelle particulièrement *savon*. Les secondes ont pour base un oxide quelconque autre que la potasse, la soude ; et si l'oxide employé est celui de plomb, le résultat constitue ce que les pharmaciens connaissent sous le nom d'*emplâtre ordinaire*.

La fabrication des savons et des emplâtres est très ancienne ; mais jusqu'ici tout, dans cette opération, paraissait inexplicable, puisqu'on ignorait la cause même de la saponification. Les belles expériences de M. Chevreul ont jeté une telle clarté sur ce genre de phénomènes que l'explication est maintenant aussi facile que satisfaisante. Rappelons d'abord en peu de

mots les résultats importans qui découlent de ces travaux.

M. Chevreul a démontré pleinement la certitude du principe suivant : toute matière grasse renferme deux principes particuliers, l'*élaïne* et la *stéarine*; lorsque la substance grasse est mise en présence d'un oxide métallique la réaction qui a lieu transforme l'élaïne et la stéarine en deux acides *oléique* et *margarique* ; ces deux acides se combinant à l'oxide forment un oléate et un margarate dont la réunion constitue : 1° un savon lorsque ces sels sont solubles, et un emplâtre dans le cas contraire. Ainsi les savons durs ordinaires sont des mélanges d'oléate et de margarate de soude ; les savons mous des mélanges d'oléate et de margarate de potasse; les emplâtres pharmaceutiques des mélanges d'oléate et de margarate d'oxide de plomb et quelquefois d'oxide de cuivre. Le même chimiste a isolé l'élaïne, la stéarine, l'acide margarique et l'acide oléique : j'ai déjà donné un moyen pour obtenir les deux premiers : on peut encore les préparer en traitant la graisse par l'alcool bouillant, ce dernier liquide dissout la stéarine et l'élaïne ; le simple refroidissement précipite la stéarine en petites aiguilles fusibles à 38° ; la liqueur surnageante évaporée donne l'élaïne ; ce principe est un liquide visqueux jaune, qui se solidifie à 7 ou 8°.

DE LA FABRICATION DU SAVON.

L'art du savonnier est fondé sur la combinaison des corps gras avec les alcalis rendus caustiques. Cette combinaison peut se faire à froid ou à chaud : mais la première méthode n'est jamais employée en grand ; elle offre trop de difficultés ; le savon qui en provient est imparfait et caustique.

Les savons solubles se font ordinairement avec la soude ou la potasse et les huiles ou matières grasses dont nous donnerons le nom dans l'ordre de leur plus facile saponification. 1° l'huile d'olive et d'amande

douce ; 2° les huiles et graisses animales ; 3° huile de colza et de navette ; 4° huile de faîne et d'œillette mêlées à l'huile d'olive ou aux graisses animales ; 5° huile de poisson mêlée à l'huile d'olive ; 6° huile de chenevis; 7° huiles de noix et de lin. Les savons les plus durs sont ceux provenant de matières grasses renfermant le plus de stéarine. On ne fabrique à base de soude que les savons d'huile d'olive et de graisse. L'huile d'olive dite d'*enfer*, ou de seconde expression, est très convenable à cette fabrication, parce qu'elle se saponifie plus facilement. On a remarqué que plus elle était visqueuse mieux elle se combinait avec les alcalis ; il en est de même des suifs : ceux qui sont vieux et rances s'*envisquent* plus facilement que les blancs et nouveaux.

La potasse ne forme qu'un savon mou. Le fabricant se procure une certaine quantité de soude artificielle, et il reconnaît la quantité réelle d'alcali qu'elle contient en l'essayant par l'acide sulfurique. On se sert ordinairement pour ces essais de l'instrument appelé *alcalimètre*, inventé par Descroisilles : il est commode et très exact. La soude naturelle contient rarement au-delà de 32 à 33 parties pour 100 de carbonate de soude.

Avant de lessiver les soudes, on doit les rendre caustiques en les mélangeant avec de la chaux vive qui absorbe l'acide carbonique : on écrase la soude et on la mêle avec six pour cent de chaux vive, qu'on a préalablement éteinte pour la réduire à l'état pulvérulent : on porte le mélange dans des bacs ou cuviers sur lesquels on jette de l'eau qui filtre et s'écoule dans les réservoirs ; on renouvelle plusieurs fois l'eau sur le résidu pour l'épuiser, et on conserve à part les lessives de différentes forces.

Les chaudières dans lesquelles se cuit le savon ont presque toujours la forme d'un cône tronqué ; à Marseille, le fond seulement est en cuivre, les parois sont bâties en briques couvertes d'un ciment ; mais les chaudières, entièrement de fer, sont plus avantageuses : cependant celles de fonte sont exposés à casser par le

contact des lessives froides : aussi donne-t-on la préférence aux chaudières de feuilles de tôle bien assemblées et bien rivées : on adapte, à quelque distance du fond, un tuyau appelé l'*épine*, et qui sert à évacuer les lessives usées : ces chaudières ne doivent être chauffées que par le fond.

Lorsque les soudes ont été épuisées par les lessives, celles-ci sont rassemblées, suivant leur force, dans des réservoirs séparés et divisés en trois classes : la première doit peser de 25 à 30° Baumé ; la seconde de 10 à 20° ; la troisième de 5 à 10° ; ensuite on procède à l'empâtage. L'huile ou le suif est mis dans la chaudière avec quelques seaux de la troisième lessive ; on allume le feu dans le fourneau, et on porte à une faible ébullition ; on remue souvent le mélange et on y ajoute de temps en temps de nouvelles lessives faibles; la matière devient laiteuse et acquiert de la consistance, qui augmente progressivement par l'addition de lessives plus fortes jusqu'à parfaite saturation. C'est alors que l'on s'occupe du *relargage*, opération qui a pour but d'accélérer la séparation des parties humides que contient la pâte, et de la disposer à s'unir à de nouvelles lessives pendant la coction ; c'est avec des lessives usées et imprégnées de sel marin que se fait cette opération ; après avoir cessé le feu, on remue la pâte en ajoutant de ces lessives usées jusqu'à ce qu'elle se grumelle ; on fait écouler les lessives surabondantes par l'épine, ou mieux, on transvase le savon dans une autre chaudière.

La coction suit immédiatement le relargage : on commence par mettre quelques seaux de troisième lessive dans la pâte, et on réallume le feu pour porter à une bonne ébullition ; on ajoute ensuite, et à mesure des besoins, de la première lessive ; la pâte saturée d'alcali se sépare en petits grumeaux, et on reconnaît que la cuisson est achevée lorsque la vapeur qui s'exhale de la pâte n'a plus l'odeur lixivielle ni celle des matières grasses qui la composent, et qu'elle ne laisse aucune impression d'humidité quand on l'écrase dans la main:

cependant si on coulait dans les mises le savon en cet état, il n'aurait pas de consistance : il faut lier ses parties par la tuméfaction ; on jette sur la pâte quelques seaux de lessive à 10 ou 15°, l'extérieur des grumeaux se ramollit et ces grumeaux adhèrent ensemble ; c'est seulement à ce point que l'on coule la pâte dans les mises ; ce sont de grandes caisses de bois, ou mieux de pierre, bien jointes ; et après le refroidissement on coupe le savon en briques pour le livrer au commerce. Ce savon est coloré en gris-bleuâtre par une combinaison de matière grasse, d'alumine et de fer hydrosulfuré. On peut rendre ce savon blanc en le délayant peu à peu dans des lessives faibles et laissant reposer : le savon alumino-ferrugineux se depose et le savon blanc occupe la partie supérieure.

Lorsqu'on se propose de faire du savon marbré, on ajoute à la pâte du sulfate de fer, à raison d'un demi-kilogramme sur cent kilogrammes d'huile ou du suif dissous dans la lessive faible. Un ouvrier, monté sur une planche placée sur la chaudière, remue la pâte avec un *redable*, pendant qu'un autre verse la solution de couperose.

Lorsque les savons sont destinés à la toilette, ils exigent plus de soin dans leur fabrication, et l'emploi de matières plus pures : cette qualité de savon est faite tantôt à base de soude, tantôt à base de potasse, mais ordinairement avec du suif, parce que sa fonte est plus facile, et qu'il s'allie mieux aux essences dont on le parfume ; pour donner à ce savon l'odeur de celui de Windsor, il faut y introduire, lorsqu'on le met dans la mise, de l'essence d'anis. L'essence de savon est une dissolution à chaud de cette substance dans l'alcool, mais à laquelle on ajoute un peu de benjoin : on ne se sert, pour faire cette essence, que du savon préparé avec l'huile d'olive. Les pharmaciens emploient un savon appelé *médicinal* ou *amygdalin* ; il est parfaitement blanc et préparé avec l'huile d'amandes douces. Les savons jouissent tous de la propriété de

dissoudre les matières grasses, et c'est sur cette propriété que sont fondés tous leurs usages. La soude et la potasse produisent le même effet, mais elles ont sur les tissus une action énergique que n'ont point les savons.

Des huiles essentielles. Elles diffèrent des précédentes en ce qu'elles peuvent se volatiliser sans altération ; elles se dissolvent dans l'alcool, et sont légèrement solubles dans l'eau ; elles sont âcres, caustiques, sans viscosité, très inflammables par l'approche d'un corps en combustion. Presque toutes se distinguent entre elles par l'odeur, la densité et autres qualités physiques. D'après les analyses de M. T. de Saussure, quelques-unes de ces huiles ne contiendraient pas d'oxigène, toutes au contraire contiendraient de l'azote, ce qui est nié par d'autres chimistes. Les odeurs particulières des plantes paraissent dépendre de l'huile volatile qu'elles renferment : les vertus des eaux parfumées doivent être attribuées à la même cause : en recueillant les huiles aromatiques, on fixe le parfum des fleurs généralement si fugace. La préparation des huiles se fait par distillation : la plante est mise avec de l'eau dans la cucurbite d'un alambic ; on chauffe, l'eau se volatilise entraînant l'huile essentielle ; cette huile se sépare de l'eau dans le récipient et surnage si elle est plus légère : on la recueille alors par les moyens connus : si l'huile volatile est plus dense que l'eau, elle se rassemble à la partie inférieure du récipient. L'eau dissout cependant une petite partie d'huile volatile et s'appelle *eau distillée de la plante*, *eau aromatique ;* c'est pourquoi on doit employer de préférence de l'eau déjà saturée d'huile. Les huiles volatiles n'ont jamais été employées comme substances alimentaires ; les arts en font usage pour la composition des couleurs et des vernis ; mais c'est surtout comme parfums qu'il s'en fait une grande consommation. Les principales huiles essentielles sont les essences d'anis, de bergamotte, de citron, de cédrat, de cannelle employées en médecine et comme cosmétique ; de jasmin, de lavande, de roses

employées comme parfums, et l'essence de térébenthine que l'on extrait de la résine du *pinus maritima ;* cette dernière a une odeur très forte et désagréable ; traitée par le gaz hydrochlorique, elle donne naissance à une substance que l'on appelle camphre artificiel. Cette huile sert à dissoudre les résines dans la confection des vernis.

Des Résines.

Les résines sont des substances solides, cassantes, inodores, insolubles dans l'eau, mais solubles presque toutes dans l'éther, les huiles fixes ou essentielles ; l'alcool, la potasse et la soude en liqueur. L'air est sans action sur elles, à la température ordinaire ; le feu détermine leur fusion, puis les décompose. L'acide nitrique attaque les résines et forme avec elles une substance jaune visqueuse, soluble, qui, chauffée avec une nouvelle quantité d'acide nitrique, acquiert les propriétés du tannin : l'acide sulfurique concentré forme avec les résines une dissolution transparente, visqueuse, décomposable par l'eau qui en précipite la résine. Les résines existent dans les arbres, d'où on les extrait par incision ; les plus connues sont la *résine animée,* jaune, très odorante, se tire de l'Amérique septentrionale ; la *résine copale*, fragile, presqu'incolore, peu odorante, difficilement soluble, même dans l'alcool et l'essence de térébenthine, s'extrait du *rhus copallinum ;* la *résine élémi*, jaune-verdâtre, s'extrait de l'amyris elemifera ; la *sandaraque* découle du thuya articulata ; la *résine mastic*, très odorante, jaunâtre, ressemble à la sandaraque, s'extrait du pistacia lentiscus ; le *sang-dragon*, sec, friable, d'un rouge foncé, s'extrait du dracœna draco ; la *résine tacamahaque* s'extrait du calophyllum inophyllum ; la *térébenthine* s'extrait du pin maritime. La térébenthine commune donne, par la distillation, l'huile essentielle de térébenthine ; la partie solide qui reste dans la cucurbite est la colophane. La térébenthine, lorsqu'on la purifie, laisse sur la paille qui lui sert de filtre, une ma-

tière noire résineuse dont on fait la poix. Le suc du pin, moins liquide, s'appelle galipot; cette substance mêlée à la colophane forme la résine proprement dite. Le goudron s'extrait des pins abattus et allumés comme les bois que l'on veut charbonner. Le goudron renferme une grande quantité d'acide pyroligneux que l'on extrait par des lavages réitérés.

Le principal emploi des résines est dans la confection des vernis. Je n'examinerai cette partie que sous le rapport chimique.

Des Vernis.

Les vernis ont pour but principal de garantir les objets sur lesquels on les applique de l'action des agens extérieurs. Ce sont des liquides composés de résine en dissolution dans des substances volatiles ou siccatives que l'on nomme véhicule : pour faciliter cette dissolution, on réduit les substances en poudre très ténue, et on ajoute du verre pilé qui s'oppose à l'agglutination des molécules, et multiplie les points de contact; l'opération s'exécute quelquefois à froid, mais le plus souvent à chaud : on applique la solution par couches, le véhicule s'évapore et les substances dissoutes forment, en se déposant, une couche plus ou moins transparente et conservatrice. On peut admettre cinq classes de vernis, suivant la nature du dissolvant : 1° l'eau; 2° l'alcool; 3° les essences; 4° l'éther; 5° les huiles siccatives.

1re Classe. Elle comprend les vernis en usage pour les objets d'histoire naturelle, et les genres sont empruntés de celui des substances employées, et qui peuvent appartenir au règne végétal, comme la solution de gomme pure, ou au règne animal, telle que la gélatine extraite de diverses parties animales.

2e Classe. Ces vernis sont nombreux et on les distingue en plusieurs espèces.

3° Classe. Ces vernis s'appliquent particulièrement sur les tableaux.

4e Classe. La résine copal forme un très beau vernis ; le véhicule est ordinairement l'éther, et quelquefois l'essence de térébenthine.

5e Classe. Cette espèce de vernis est ordinairement composée de copal que l'on dissout dans l'huile grasse; on ajoute ensuite de l'essence de térébenthine. Ces vernis sont incolores, durs, et peuvent supporter une température de 350°.

Des Gommes-résines.

Les gommes-résines sont des substances qui découlent naturellement ou par incision d'arbres ou de végétaux herbacés, et qui sont un mélange de mucilage, de résine, d'huile essentielle, de débris de végétaux, et quelquefois d'amidon : on les désigne ordinairement par le nom du végétal qui les produit, quelquefois par un nom dont l'origine est inconnue. Les gommes-résines ont pour caractères distinctifs de se dissoudre partiellement dans l'eau et dans l'alcool, d'être solides, plus pesantes que l'eau, et d'avoir une odeur très prononcée et une saveur âcre. Les gommes-résines s'emploient en médecine et dans la fabrication des vernis. Les principales gommes-résines en usage sont :

Aloës..........................	Aloë Soccotrina.
Ammoniaque (gomme-résine)..	Ombellifère.
Assafætida	Ombellifère.
Bdellium	Origine inconnue.
Caragne........................	Origine inconnue.
Euphorbe......................	De plusieurs euphorbes.
Galbanum......................	Bubon galbanum.
Gamboge (gomme gutte)	Gambogia gutta.
Myrrhe.........................	Origine inconnue.
Oliban, encens................	Juniperus lycia.
Opopanax......................	Pastinaca opopanax.
Sagapenum....................	Ombellifère.
Scammonée....................	Convolvulus scammonia.

Des Baumes.

Les baumes sont extraits par incision des végétaux ;

ils sont solubles dans l'alcool à 36° et donnent de l'acide benzoïque lorsqu'ils sont exposés à l'action de la chaleur. On les emploie en médecine et dans les arts. Les principaux baumes connus sont :

Le baume	benjoin...........	Styrax benjoin.
—	du Canada.........	Abies balsamea.
—	Copahu	Copaifera officinalis.
—	Gilead	Amyris gileadensis.
—	de la Mecque.	Amyris opobalsamum.
—	de Pérou.........	Miroxylum peruiferum.
—	de Tolu..........	Toluifera balsamum.

Du Camphre.

Le camphre purifié est solide, blanc, cristallin, peu cassant, d'un aspect analogue à celui que présente le blanc de baleine, et si volatil qu'il se dissipe complètement lorsqu'il est exposé à l'action de l'air chaud. Son odeur est très forte, sa saveur âcre, sa densité est inférieure à celle de l'eau; il brûle avec vivacité, donne une flamme brillante, répand beaucoup de fumée et ne laisse aucun résidu : il est insoluble dans l'eau, mais lui communique son odeur; soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles. L'eau le précipite de sa dissolution alcoolique; il fond à 175°, et entre en ébullition à 204°. Les alcalis sont sans action sur le camphre, la plupart des acides le dissolvent. On le trouve tout formé dans un grand nombre de plantes aromatiques, et particulièrement dans la famille des labiées. Celui que l'on trouve dans le commerce nous est envoyé brut de la Chine, du Japon, des îles de Sumatra et de Bornéo. On l'extrait des racines, du bois et des feuilles de deux espèces de *laurus :* ce sont les racines qui en donnent davantage; on distille avec de l'eau le bois du laurus camphora, dans de grandes cucurbites de terre, surmontées de chapitaux remplis de paille et munis d'un récipient. La plus grande partie du camphre se sublime, se condense sur la paille, et le reste passe dans l'eau.

Le camphre est soumis en Europe à une nouvelle sublimation dans des ballons de verre peu élevés, à fond aplati et placés sur un bain de sable; le camphre se vaporise et se solidifie à la partie supérieure du vase, d'où on le détache avec un couteau après avoir brisé le verre : il est alors en masse hémisphérique, concave d'un côté, convexe de l'autre, et percée au centre. Les Hollandais ont tenu long-temps cette purification secrète; suivant Chaptal ils purifiaient le camphre en le mêlant avant la sublimation avec environ 60 grammes de chaux vive par kilogramme; mais depuis quelque temps, on le raffine en France sans cette addition : il suffit de régler le feu de manière que la partie supérieure du matras soit entre 175° et 204°, c'est-à-dire assez chaud pour recueillir tout le camphre sublimé et lui faire prendre la forme d'un gâteau.

Le camphre traité par l'acide nitrique se transforme en acide particulier appelé *acide camphorique* On peut même former un composé artificiel dont nous avons déjà parlé et qui se comporte sous tous les rapports comme le camphre : on l'obtient en faisant passer de l'acide hydrochlorique dans l'essence de térébenthine. Le camphre est employé en médecine et dans les arts; il facilite d'une manière remarquable la dissolution de la résine copal; ses émanations sont très nuisibles aux insectes, et c'est par cette raison qu'on l'emploie pour garantir de leurs ravages les vètemens, les objets d'histoire naturelle.

De la Cire.

La cire est une substance huileuse concrète; elle forme la partie solide qui renferme le miel des abeilles. Proust pense que la cire existe toute formée dans les végétaux. M. Hubert prétend au contraire que la cire que renferment les ruches est une production qui est due à l'industrie des abeilles, qui ne peuvent se la procurer qu'autant qu'elles ont du miel ou du sucre :

quelle que soit la formation de cette substance, elle ne contient pas d'azote, et ses propriétés doivent la classer parmi les principes immédiats et inflammables des végétaux.

La cire ordinaire est jaune, cassante, d'une odeur et d'une saveur peu marquées; fusible à 68°, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool, l'éther bouillant, et dans les huiles à la température ordinaire; elle se précipite de sa dissolution alcoolique par le refroidissement.

La cire se prépare en soumettant à l'ébullition avec l'eau les rayons égouttés des ruches; elle surnage, on l'enlève, et on lui donne la forme de briques. L'art de blanchir la cire consiste à multiplier sa surface, on la fond à un degré de chaleur trop bas pour altérer sa qualité; lorsqu'elle est en fusion, on la purifie par l'addition d'une petite quantité de crème de tartre; la chaudière est munie à sa partie inférieure d'un robinet qui donne issue à la cire liquéfiée, et la porte dans une grande cuve remplie d'eau, où est ajusté un gros cylindre en bois qui tourne sur son axe et la reçoit : la cire glisse sur ce cylindre, se fige et se dévide en rubans. Lorsque toute la cire est *rubanée*, on la porte sur de grands châssis garnis de toile, soutenus horizontalement à environ 50 centimètres au-dessus de la terre, dans un lieu parfaitement aéré et sans abri : il faut avoir soin de ne pas donner à la couche plus de quatre centimètres d'épaisseur, de la remuer de temps en temps, afin que la cire éprouve l'action de l'air sur toutes ses parties. Si le temps est favorable, sa couleur change dans l'espace de quelques jours; lorsque le blanchîment ne fait plus de progrès sensibles, on fait refondre la cire, on la rubane de nouveau, et on l'expose à l'air. Ces opérations se répètent jusqu'à ce qu'elle soit parfaitement blanche; enfin on la fond une dernière fois pour la mettre en pains orbiculaires, ou pour en faire des bougies.

On fait usage de la cire dans un grand nombre

d'arts : les ébénistes l'emploient comme vernis ; la médecine comme adoucissant, émollient et relâchant; unie avec l'huile d'amandes douces, on s'en sert à l'extérieur sous le nom de cérat ; enfin la cire peut se saponifier, et forme alors la base des *encaustiques*.

Du Caout-chouc.

Substance improprement appelée gomme élastique, et qui est le suc épaissi de diverses plantes qui croissent dans les pays chauds. Les principales sont le *jatropha elastica* et l'*urecola elastica*. Le suc appliqué par couches sur un moule d'argile est desséché au feu ou au soleil : lorsque les couches sont assez nombreuses, on brise le moule et l'on obtient une espèce de poire creuse. Le suc des vieilles plantes fournit près des deux tiers de son poids de caout-chouc; celui des plantes jeunes en produit moins; le caout-chouc frais est blanc-jaunâtre; mais exposé à l'air il prend une couleur foncée.

L'élasticité est la propriété la plus remarquable du caout-chouc; elle est telle que cette substance chauffée ou immergée dans l'eau chaude peut s'allonger de sept à huit fois sa longueur, et revenir ensuite à ce qu'elle était d'abord ; le caout-chouc se ramollit à la chaleur, se gonfle et brûle avec une flamme vive : on l'emploie à Cayenne comme moyen d'éclairage. Les dissolvans du caout-chouc sont l'éther, bien rectifié, les huiles volatiles et le pétrole Si la solution éthérée est étendue sur une surface, elle laisse dégager l'éther, le caout-chouc forme un vernis très mince, et n'a éprouvé aucune altération. On a utilisé cette propriété pour la préparation de tissus imperméables.

On peut rendre le caout-chouc susceptible de prendre diverses formes sans qu'il soit besoin de le faire dissoudre : il suffit de le couper en lames uniformes et minces que l'on roule en spirale le long d'une baguette de verre ou de métal : on comprime ces lames

les unes contre les autres, de manière à ce qu'elles ne laissent aucun intervalle et se joignent exactement : on les trempe alors dans l'eau bouillante, leurs bouts se ramollissent, et adhèrent assez fortement pour former un tube : cette propriété est mise quelquefois à profit pour unir les diverses parties d'un appareil chimique. Le caout-chouc soumis à la distillation donne de l'ammoniaque : on ignore si l'azote nécessaire pour la production de l'ammoniaque appartient à une substance étrangère.

De l'huile de lin rendue siccative, appliquée sur une surface quelconque, et séchée soit au soleil, soit à la chaleur, forme une pellicule très consistante, transparente, brûlant à la manière du caout-chouc et parfaitement élastique. Un kilogramme de cette huile étendue sur une pierre et exposé à l'air six ou sept mois acquiert presque toutes les propriétés du caout-chouc ; on s'en sert même actuellement pour la confection des sondes et des bougies, quelquefois pour vernir les ballons et pour d'autres usages.

DES PRINCIPES VÉGÉTO-ANIMAUX.

On appelle ainsi des principes immédiats appartenant au règne végétal, qui donnent de l'ammoniaque à la distillation et qui par conséquent contiennent de l'azote. Ces principes sont l'*albumine*, le *gluten*, la *levure* ou le *ferment*.

De l'Albumine.

Le suc exprimé d'une plante est, lorsqu'il a été filtré, plus ou moins coloré, mais transparent ; si on l'expose à la chaleur, on aperçoit de petits filamens qui serpentent dans le liquide ; ces filamens recueillis et lavés offrent une masse blanche solide. Cette substance était donc dissoute dans le liquide et la chaleur seule a suffi pour la solidifier : elle se retrouve dans

le blanc d'œuf, dans le sang, dans plusieurs liquides animaux et a reçu le nom d'*albumine*. Les propriétés qu'elle a de se coaguler par la chaleur, de donner de l'ammoniaque à la distillation, la distinguent de tous les autres corps, et la classent dans les principes végéto-animaux.

La saveur de l'albumine coagulée est très différente de celle qu'elle avait à l'état liquide; son aspect et ses propriétés sont aussi entièrement changés, car elle n'est plus soluble comme auparavant ni dans l'eau chaude ni dans l'eau froide. Cette coagulation a lieu à l'abri de l'air; l'albumine n'absorbe, ne perd rien, et son volume est resté le même : les acides, l'alcool agissent comme la chaleur et peuvent déterminer sa coagulation. On ignore quelle est la cause de ce changement d'état; quelques chimistes l'ont attribué à une absorption d'oxigène : d'autres ont admis qu'il y avait un changement produit dans l'arrangement des molécules. Cette dernière cause qui paraît la plus probable n'explique rien, car elle ne fait que reculer la difficulté : il faut avouer que jusqu'à présent on n'a pu que recueillir avec soin toutes les circonstances du phénomène, le constater d'une manière bien précise; un savant plus heureux, ou mieux instruit, expliquera peut-être ce qui nous échappe aujourd'hui.

Du Gluten.

Lorsque la farine est pétrie et lavée dans une grande quantité d'eau elle se sépare en trois parties distinctes : 1° une matière saccharine mucilagineuse qui se dissout facilement dans ce liquide et peut en être séparée par évaporation; 2° l'*amidon* qui reste en suspension et se dépose par le repos; 3° le *gluten* qui est une substance plastique, tenace, légèrement élastique et d'un gris-brunâtre. Ce composé existait avant le lavage, sous forme pulvérulente, et bien qu'il ait acquis ses propriétés adhésives par l'eau dont il s'est imbibé, il

est cependant complètement insoluble dans ce fluide aussi bien que dans l'alcool, les huiles et l'éther. Les acides végétaux et l'acide hydrochlorique concentré dissolvent le gluten à l'aide de la chaleur : la dissolution est précipitée par les alcalis, mis en quantité suffisante pour saturer les acides.

Le gluten paraît être la plus nutritive des substances végétales, il se trouve dans beaucoup de plantes; mais il existe en grande quantité dans les glands, les châtaignes, l'orge, le riz, l'avoine, le froment, les pois, les haricots, etc., etc., ainsi que dans les feuilles de rhéa, de chou, de cresson, de ciguë, de bourrache, dans les baies de sureau et les grains de raisin ; il contient de l'azote, car il donne de l'ammoniaque à la distillation. Une propriété qui le distingue est celle qu'il possède de développer la fermentation ou de transformer les matières sucrées en alcool.

De la Levure.

Substance qui surnage pendant la fermentation de la bière et de plusieurs autres liqueurs : on peut la conserver et s'en servir pour déterminer une fermentation soit dans quelques sucs végétaux, soit dans le pain, qui sans elle serait pesant et malsain : elle a une couleur jaunâtre, une odeur aigre et une saveur amère qui provient du houblon ; elle rougit les couleurs bleues végétales, et devient par la dessiccation solide, cassante. La levure est formée de deux parties dont l'une solube dans l'eau détermine promptement la fermentation alcoolique, et l'autre insoluble a besoin pour acquérir cette propriété d'être exposée long-temps à l'air et d'éprouver un commencement de fermentation putride. A une douce chaleur elle se dessèche, perd plus du 2/3 de son poids et peut alors se conserver indéfiniment : elle est insoluble dans l'eau et l'alcool. On peut se procurer cette substance utile en formant une pâte avec de la farine de froment et de l'eau douce, et lui

donnant la consistance d'un gruau épais : on fait bouillir pendant une demi-heure, et lorsque le mélange est presque froid on ajoute une demi-livre de sucre et quatre cuillerées de bonne levure ; on met le tout dans un grand pot à col étroit, que l'on place devant le feu pour faire fermenter à une douce chaleur ; il surnagera une liqueur épaisse qu'on doit ôter, et l'on conserve le reste dans une bouteille pour l'usage : quatre cuillerées de celle-ci suffiront pour en faire de la nouvelle.

La levure et le gluten, mis en contact avec une substance végétale qui contient de la matière saccharine, excitent la fermentation : il convient donc d'examiner la suite d'altérations qu'éprouve la matière sucrée, après avoir tracé l'histoire du composé, cause de ces altérations.

De la Fermentation vineuse.

La conversion des matières sucrées en liqueurs spiritueuses, ou l'art de faire le vin, et en général la plupart des liqueurs alcooliques ou énivrantes, remonte aux siècles les plus reculés. Tous les phénomènes de la fermentation furent long-temps dans l'obscurité la plus complète : les ténèbres qui enveloppaient ces phénomènes ont commencé à se dissiper, mais ils restent encore couverts d'un voile très épais, et dans l'impossibilité où l'on est d'apprécier la cause même de la fermentation, on a cherché à reconnaître quelles sont les circonstances nécessaires pour l'opérer. Rappelons succinctement le changement qui a lieu dans le jus du raisin.

Le moût contient du mucilage, du sucre, du gluten, et un peu de matière saline composée en grande partie d'acide tartarique : exposé à une température d'environ 20°, ce moût se trouble, devient tumultueux, s'échauffe et dégage abondamment de l'acide carbonique : au bout de quelques jours le phénomène cesse,

les substances qui troublaient la transparence se déposent, la liqueur se clarifie et sa saveur douce a fait place à une saveur spiritueuse. La fermentation du jus de pommes et autres fruits en maturité présente les mêmes circonstances, et est entièrement due aux nouvelles combinaisons du sucre : une partie du carbone s'unit à l'oxigène et donne naissance à de l'acide carbonique ; le reste de ces deux principes, et l'hydrogène, se convertissent en alcool.

1° Fabroni a prouvé que le gluten est essentiel pour que le moût subisse la fermentation ; 2° M. Gay-Lussac a démontré que la fermentation n'a pas lieu dans le moût purgé d'air, au moyen de l'ébullition, et placé hors du contact de l'oxigène ; mais elle commence au moment où le jus est frappé par celui-ci, et dès-lors le phénomène continue indépendamment de la présence de l'atmosphère ; 3° toute fermentation est impossible sans la présence d'une matière sucrée ; 4° une température de 15 à 20° est indispensable. Lorsque toutes ces conditions sont réunies, la fermentation s'établit, et si l'expérience est faite avec précision, et les produits recueillis avec soin, on s'assure : 1° que la matière sucrée a perdu une portion de son carbone ; 2° qu'il s'est formé de l'acide carbonique et de l'alcool, dont le poids représente à très peu près celui du sucre employé ; 3° qu'une partie du gluten a perdu son azote, et n'est plus capable d'exciter la fermentation par l'addition d'une nouvelle portion de sucre. Tels sont les résultats les plus précis qu'ait offerts la fermentation alcoolique : ces faits n'expliquent pas la cause même de l'altération qu'éprouve la matière sucrée, ils constatent seulement quelle est la marche du phénomène. Plusieurs chimistes ont établi des théories qui expliquaient plus ou moins heureusement la transformation du sucre en alcool : aucune de ces théories n'est à l'abri d'objections ; celle qu'a donnée M. Gay-Lussac se recommande d'abord par le nom de son auteur, mais en outre elle cadre assez bien avec l'expérience :

je la rappellerai donc sans prétendre néanmoins l'approuver dans toutes ses parties.

Nous avons vu (Analyse élémentaire) que le sucre est formé en poids
de 42,47 carbone, 6,396 hydrogène, 51,134 oxigène.

Si nous divisons par les densitées respectives, nous aurons la composition du sucre en volumes :

$$\frac{42,47}{0,419}=101,12 \quad \frac{6,9}{0,069}=92,7 \quad \frac{51,134}{1,108}=46,15\,;$$

ce que l'on peut exprimer sans erreur bien sensible, en disant que le sucre se compose de

6 vol. vap. de carb., 6 vol. hydr., 3 vol. oxigène.

Il se dégage deux volumes d'acide carbonique, ou 2 volumes vapeur de carbone, 2 volumes oxigène.

Il reste donc, pour l'alcool :
4 vol. vap. de carbone, 6 vol. hyd., 1 vol. oxigène.

Multipliant par les densités respectives, nous aurons la composition en poids de l'alcool :

1,696 carbone, 0,414 hydrogène, 1,108 oxigène.

La composition de l'alcool est, suivant M. Théodore de Saussure (Chimie de Thénard) :

51,98 carbone, 13,70 hydrogène, 34,32 oxigène.

Ces nombres diffèrent très peu de ceux que nous a donnés la théorie ; car si nous multiplions 1,696, 0,414, 1,108 successivement par 31, nous aurons :

52,576 carbone, 12,834 hydrogène, 34,348 oxigène.

Dans les liqueurs fermentées, la partie enivrante parfaitement pure constitue l'alcool des chimistes ; leur objet est d'obtenir ce principe dans son plus grand état de pureté en l'isolant de l'eau, de la matière colorante, du sucre non décomposé, du mucilage et des acides végétaux avec lesquels il se trouve combiné après la fermentation. On a souvent agité la question de savoir s'il y avait pour l'obtenir d'autres procédés que celui de la distillation ; quelques personnes supposaient même qu'il n'en était qu'un produit : les expériences de Brandt ont levé tous les doutes : ce chimiste a fait

voir que la matière colorante, le mucilage et les acides contenus dans le liquide fermenté, pouvaient être en grande partie précipités sous forme solide par le sucre de plomb (acétate de plomb) et qu'il était facile d'isoler l'alcool en s'emparant de l'eau au moyen de l'hydrate de potasse, ou de l'hydrochlorate de chaux, sans avoir recours à une chaleur artificielle. La distillation n'est donc qu'un moyen plus économique et plus expéditif d'extraire l'alcool ; cette opération est basée sur la grande volatilité de ce principe comparée à celle des substances avec lesquelles il est mélangé.

La force d'une liqueur fermentée dépend de l'alcool qu'elle renferme ; elle s'évalue par le degré aréométrique qu'indique le liquide. Ce degré varie de 12 à 14°. Une première distillation sépare les matières colorantes, le sucre, etc., et la vapeur condensée est un mélange d'alcool et d'eau qui marque de 15 à 16°. Les bornes de cet ouvrage ne me permettent pas de détailler les perfectionnemens qui ont été apportés dans les distilleries par les Adam, Solimani, Blumenthal, Desrone ; je dirai seulement que dans l'appareil distillatoire de Desrone une liqueur fermentée peut donner en une seule opération de l'alcool à 36°. Je renvoie d'ailleurs pour de plus amples détails au *Traité complet de la distillation par M. Dubrunfaut.*

L'alcool, même celui qui est obtenu par le meilleur procédé, n'est jamais exempt d'eau ; on prépare l'alcool absolu, ou au moins le plus pur possible, en mêlant de la chaux vive à de l'alcool déjà concentré ; le tout forme une bouillie que l'on soumet à l'action d'une douce chaleur : la vapeur condensée donne un liquide d'une densité égale à 0,792. On a donné à ce liquide le nom d'alcool absolu ; nous allons décrire ses principales propriétés.

C'est un liquide incolore, transparent, d'une odeur fragrante assez agréable ; sa saveur est forte, pénétrante et brûlante ; il brûle avec une belle flamme bleuâtre, dégage beaucoup de chaleur et forme de l'eau et de

l'acide carbonique. Son action sur nos organes est trop vive pour que nous puissions le supporter dans cet état de pureté ; mais étendu d'eau et pris en petites quantités, il excite et relève nos forces ; une trop forte dose détermine l'ivresse ; soumis à l'action d'une chaleur modérée il se dilate comme tous les corps et entre en ébullition à 78°,4 sous la pression barométrique de 0,76. Walker, d'Oxford, a exposé de l'alcool à un froid de — 68° sans qu'il se soit congelé ni altéré en aucune façon ; mais M. Hutton, d'Edimbourg, prétend en avoir déterminé la congélation à un froid de — 79° et avoir vu trois couches bien distinctes se former dans cet alcool. La première était d'un vert-jaunâtre, d'une odeur forte et désagréable, d'une saveur nauséabonde ; la seconde d'un jaune-pâle, d'une odeur forte et agréable, et d'une saveur piquante : la couche la plus inférieure et la plus épaisse était, selon M. Hutton, l'alcool pur, qui était resté incolore et transparent ; ce liquide répandait des fumées au contact de l'air et avait une odeur forte et piquante. Du reste, ce chimiste a fait un mystère des moyens qu'il a employés pour produire un froid aussi considérable. Les liquides fermentescibles sont en grand nombre ; cependant on peut les rapporter à deux divisions générales : 1° les sucs des plantes ; 2° les décoctions des semences : les premiers donnent le vin, le cidre, le poiré, etc. ; les seconds donnent toutes les bières qui portent les noms de bière proprement dite, d'*ale*, de *porter*, etc. Nous examinerons particulièrement le vin et la bière.

Du Vin.

Le raisin croît en abondance dans les parties méridionales de l'Europe : on peut obtenir des raisins parfaitement mûrs un liquide sucré auquel on a donné le nom de moût. Ce liquide est presque entièrement composé de cinq substances, savoir : d'*eau*, de *sucre*, de *gluten*, d'*acide tartarique*, et d'une quantité plus ou moins con-

sidérable de *matière colorante*. Conséquemment ce suc exposé à l'action de l'air et à une température de 15 à 20° éprouvera les changemens dont nous avons parlé, et donnera une liqueur enivrante.

On distingue trois époques dans la fabrication des vins : 1° la vendange ; 2° le foulage ; 3° la fermentation.

De la vendange. L'époque de la récolte du raisin varie suivant les lieux et le but qu'on se propose. Dans les contrées septentrionales où la température s'élève peu, le raisin ne parvient jamais à une maturité parfaite, et se cueille dès qu'il ne profite plus ; quelque peu avancé qu'il soit, il devient indispensable d'en faire la récolte ; autrement l'humidité, les pluies, les nuits fraîches de l'automne le détériorent et le corrompent. Dans les climats plus favorables à la culture de la vigne, on avance ou on retarde la vendange suivant les qualités que l'on recherche dans les vins. Le mérite des uns consiste dans un bouquet agréable qui est incompatible avec une maturité complète : celui des autres réside dans la force alcoolique ou dans la saveur douceâtre qui exige un entier développement de la matière sucrée. C'est ainsi qu'en Espagne on laisse dessécher les raisins sur souche ; qu'à Rivesaltes et dans les îles de Candie, de Chypre, on attend qu'ils soient fanés. Les vins d'Arbois et de Château-Châlons ne se récoltent que dans le mois de décembre ; le vin de paille se fait en Touraine par un temps sec et un soleil ardent.

Dans les contrées méridionales, l'époque de la vendange est communément celle où le raisin est parvenu à sa maturité, c'est-à-dire dès qu'il présente la réunion des signes suivans : queue brune, grappe pendante, grains ramollis, pellicule amincie, grappes et grains faciles à détacher, suc doux, savoureux, visqueux, pepins fermes non glutineux ; on cueille les grappes, on les dispose dans les cuves et on procède au foulage.

Du foulage. Les raisins renferment, avons-nous dit, les principes de la fermentation ; mais ces principes isolés dans le grain ont besoin d'être mis en contact pour

se décomposer mutuellement et pour transformer en liqueur vineuse un jus doux et sucré ; c'est l'objet que remplit le foulage. Dans la Champagne on se sert d'une caisse carrée ouverte par le haut, d'environ quatre pieds de large, et formée de liteaux de bois assez rapprochés pour retenir les grains ; cette caisse est placée sur une cuve destinée à recevoir le jus exprimé ; on verse dans cette caisse le raisin à mesure qu'il arrive, et un ouvrier armé de gros sabots le foule et l'écrase. Cette méthode est vicieuse en ce qu'elle prolonge trop l'opération : dans d'autres endroits on réunit la vendange nécessaire pour une cuvée, et on ne commence le foulage que lorsqu'elle est complète ; cette méthode est préférable.

De la fermentation. Nous avons expliqué les changemens qu'éprouve le moût ; nous remarquerons seulement qu'il existe deux périodes dans la fermentation : la première, que l'on peut appeler fermentation tumultueuse, a lieu immédiatement après le foulage ; mais bientôt elle se termine, les parties hétérogènes qui troublaient la transparence du vin se séparent et forment un sédiment qu'on appelle *lie* : la liqueur est alors du vin doux ; la fermentation continue, mais lentement et sans tumulte ; le vin prend de la qualité : c'est la seconde période de la fermentation spiritueuse, fermentation que l'on peut appeler imperceptible. On peut aisément concevoir que l'effet de cette dernière est l'augmentation graduelle de la quantité d'alcool : elle a aussi un autre effet non moins avantageux, la précipitation du tartre : la saveur de cette substance est âpre, désagréable ; le vin qui s'en dépouille devient plus riche en alcool, beaucoup meilleur et d'un goût plus agréable. Lorsque la fermentation sensible n'a pas été entière la matière qui reste fermente dans le vase où le liquide est déposé ; l'acide carbonique ne pouvant s'échapper à mesure qu'il est dégagé, se dissout dans le vin de la même manière qu'il s'unit aux eaux minérales, et s'échappe avec pétillement à l'ouverture du vase ; le vin de Champagne mousseux en offre un exemple remarquable.

Les vins portent le nom du terroir qui les a produits et renferment des proportions différentes d'alcool. Le tableau suivant indique cette proportion pour les vins très connus :

	Alcool p. 100 mesures		Alcool p. 100 mesures.
Bordeaux	12,91	Madère..........	19,34
—	14,08	—	21,40
—	16,32	—	23,93
Bourgogne.......	14,53	—	24,42
—	11,95	— rouge..	18,40
Champagne rouge..	11,30	Malaga..........	17,26
— blanc.	11,20	Nice............	14,63
Constance........	19,75	Oporto..........	25,83
Côte-Rôtie.......	12,32	Roussillon........	17,26
Frontignan.......	12,79	Tokai...........	9,88
Hermitage blanc...	17,43		
— rouge..	12,32		

Ce tableau démontre que les vins les plus estimés ne sontpas toujours ceux qui renferment la proportion la plus considérable d'alcool : la saveur d'un vin dépend d'une multitude de circonstances et d'un *bouquet* particulier qui a échappé jusqu'ici à toutes les recherches chimiques.

Du cidre, du poiré. Ces liqueurs se préparent avec les pommes, les poires, etc., etc. Le suc de ces fruits étant peu abondant, on ajoute une certaine quantité d'eau : la fermentation s'établit ; mais on est obligé de mettre en bariques avant qu'elle soit terminée, parce que la fermentation acide commencerait avant que celle qui produit de l'alcool fût complète.

De la Bière.

La bière est une liqueur piquante et légèrement amère, qu'on obtient par la fermentation de l'orge et d'autres céréales, auxquelles on ajoute une décoction

de houblon. C'est surtout dans les pays qui sont trop froids pour la culture de la vigne que l'on prépare cette boisson. Elle n'est cependant pas inconnue dans les pays chauds ; les Egyptiens fabriquaient la bière ; on brasse même dans le centre de l'Afrique.

Avant de nous occuper de la fabrication de la bière, il faut entrer dans quelques détails sur la préparation des grains, préparation appelée maltage : cette opération a pour but de déterminer la conversion de l'amidon que contient la graine en une matière soluble et sucrée ; conversion que l'on obtient par la germination. Pour faire germer les grains on les verse dans de grandes cuves où ils sont recouverts d'eau ; on les y laisse tremper pendant 10 à 15 heures, et même plus long-temps. Après les avoir lavés on les retire ; on les met en tas, ou en couches assez épaisses que l'on remue et retourne deux ou trois fois par jour, pendant 10 jours environ. Le grain se dessèche, la température s'élève, la germination a lieu, la plumule et les radicules poussent en tous sens ; on arrête alors cette végétation en portant les grains sur la partie supérieure d'un fourneau chauffé : le malt se dessèche, est concassé, et peut alors être employé à former de la bière, ou à faire de l'alcool.

On fait infuser la drêche ou malt ainsi préparée avec un peu plus que son volume d'eau, et on porte la température à 80° ; on recouvre l'infusion, et on l'abandonne ainsi à elle-même pendant deux ou trois heures : la liqueur s'écoule par un robinet placé au fond du vase ; on y verse ensuite une plus grande quantité d'eau chaude, et on renouvelle ainsi les infusions jusqu'à ce que le malt soit suffisamment épuisé. Le liquide ainsi obtenu s'appelle moût ; on le fait bouillir avec une certaine quantité de houblon, qu'on peut faire varier considérablement, mais qui en général peut être fixée aux 0,0025 du poids du malt : cette plante communique à la bière un goût particulier, et arrête la tendance du moût à tourner à l'acidité. La liqueur

ainsi préparée et ramenée à 16° fermente ; mais l'action est si lente que le liquide tournerait à l'aigre avant la fermentation de la bière : on obvie à cet inconvénient en activant la fermentation par l'addition d'environ quatre litres de levure liquide pour trois tonneaux de moût. Au bout de deux jours la bière est faite, on la clarifie avec de la colle de poisson, et elle peut être mise de suite en bouteilles.

Lorsque l'on veut faire de l'eau-de-vie de grains, on prolonge la fermentation aussi long-temps que possible, parce que la quantité d'alcool est en raison de la quantité de matière sucrée décomposée : celle qui n'a pas été décomposée n'en fournit point.

Des Eaux-de-Vie.

Nom qu'on donne vulgairement au produit de la distillation du vin et de toute liqueur alcoolique. Cependant les noms varient quelquefois avec la nature de la liqueur enivrante d'où l'eau-de-vie a été extraite; ainsi on appelle :

1° Eau-de-vie. Liqueur obtenue de la distillation du vin ; cette eau-de-vie marque ordinairement de 16° à 24° à l'aréomètre ; lorsqu'elle est portée à 30° et au-delà elle porte le nom d'*esprit*.

Le fisc perçoit un droit sur les liqueurs alcooliques, droit qui varie avec le degré de la liqueur ; et ce mode de perception qui était vague et en général injuste a été remplacé par un procédé équitable et simple qui consiste à régler ce droit sur la quantité d'alcool absolu que renferme le liquide, déduction faite de l'eau qui s'y trouve combinée. M. Gay-Lussac a inventé un aréomètre dont le degré indique à l'instant la quantité d'alcool absolu que 100 parties d'une liqueur contiennent : on s'est assuré, par exemple, qu'à 15° cent. ou 12° Réaumur, le liquide spiritueux qui marque 51° à l'aréomètre de M. Gay-Lussac contient 51 parties d'alcool pur sur 100 parties de liquide ; ainsi, qu'un tonneau de 524 litres contienne de l'esprit à 60° de l'aréomètre, puis-

ue les 60/100 de ce volume sont de l'alcool pur (89 f. 54 c.
tant le droit d'un hectolitre d'alcool pur), 524 ×
,60 = 314 litres seraient passibles du droit de 89 f. 54 c.
ar hectolitre ; c'est-à-dire que le tonneau de 524 litres
aiera 3,14 × 89,54 = 281 fr. 15 c.

Tant que la température est à 15° cent. l'instrument
uffit à tous les besoins, mais si la température vient à
'élever, d'une part le volume de liquide s'accroît, et
e l'autre l'instrument s'enfonçant davantage donne
n degré plus élevé : M. Gay-Lussac a publié un opus-
ule (1) où l'on trouve des tables propres à opérer ces
éductions. M. Francœur a donné une formule algébri-
ue qui exprime la richesse alcoolique d'une liqueur,
'est-à-dire combien 100 litres contiennent d'alcool
ur réduit à la température de 15° : cette formule est :

$$\text{Richesse} = c \pm 0{,}4 \times t.$$

C est le degré indiqué par l'aréomètre et *t* le degré
entésimal de la température au-dessus de 15° ; on
rend le signe supérieur pour les températures au-des-
ous de 15° : supposons que l'aréomètre de M. Gay-
ussac plongé dans le liquide alcoolique marque 60° et
ue le thermomètre soit à 20°, on a alors $c := 60$;
$= 5$, d'où

$$\text{Richesse} = 60 - 0{,}4 \times 5 = 58 ;$$

'est-à-dire que la liqueur alcoolique qui contient
0/100 d'alcool absolu à 20° ne doit en payer que 58,
uisque le droit est fixé à la température de 15° : ce
roit sera donc 0,58 × 89,54 = 51 fr. 93 c.

2° Eau-de-vie de graines, de fécule. Nous avons
u précédemment les procédés par lesquels on obtient
ne liqueur alcoolique des céréales, fécules, etc. Il
uffira donc de soumettre ces liquides à la distillation
our avoir l'eau-de-vie ou l'alcool. Ces eaux-de-vie
onservaient un arôme désagréable, dû à une huile
ssentielle dont on est parvenu à les débarrasser.

(1) Instruction pour l'usage de l'alcoomètre centésimal et des
ables qui l'accompagnent.

3° KIRCHWASSER, RHUM, TAFIA, ARRACK, KOUMISS. Noms donnés à des eaux-de-vie obtenues du suc de cerises noires, de cannes, des noix de cocos : le dernier se prépare chez les Tartares avec du lait de jument.

La plupart des corps chimiques précédemment étudiés réagissent sur l'alcool ; mais l'action la plus remarquable est celle que produisent les acides et dont les résultats forment les divers éthers.

Des Éthers.

ETHER. Ce mot indique le résultat de l'action d'un acide sur l'alcool : ainsi *éther sulfurique*, *éther nitrique* sont des liquides obtenus par la distillation d'un mélange d'alcool et d'acide sulfurique, d'alcool et d'acide nitrique.

ETHER SULFURIQUE. Fluide très odorant, léger, extrêmement volatil ; son évaporation produit un très grand froid. Il est très inflammable, brûle avec une flamme plus claire que celle de l'alcool, se solidifie à — 44° ; il dissout les huiles essentielles, les résines et le camphre en très grande quantité, est soluble dans l'alcool, (le mélange d'alcool et d'éther à parties égales constitue *la liqueur anodine d'Hoffmann*) soluble dans dix parties d'eau. Par une digestion long-temps prolongée, l'éther sulfurique peut dissoudre à la lumière 1,13 de soufre et 1,17 dans l'obscurité. M. Favre recommande cette dissolution comme un très bon réactif des vins qui contiennent du plomb et qu'il précipite instantanément en noir.

L'éther sulfurique se prépare dans l'appareil n° 3 en mêlant par petites portions parties égales d'acide sulfurique et d'alcool ; la réaction est vive, le mélange s'échauffe, on place la cornue sur un feu doux, et on recueille dans le ballon un liquide blanc, transparent, formé d'alcool, d'eau, d'éther et d'acide sulfureux ;

la rectification sur de la chaux isole l'éther de l'acide sulfureux; il est alors assez pur pour les usages médicaux : si on veut l'obtenir rigoureusement pur, on le mêle avec l'eau qui dissout l'alcool et 1/10 d'éther; le mélange exposé à une douce chaleur donne l'éther pur des chimistes. La théorie de cette opération n'est pas encore mathématique : on suppose que l'acide sulfurique enlève à l'alcool de l'oxigène, de l'hydrogène qui forment de l'eau, et en outre une matière végétale qui transforme une partie de l'acide lui-même en acide particulier appelé *acide sulfovinique*.

Ether nitrique. Liquide blanc, volatil, ayant une odeur de pomme de reinette. La préparation de ce fluide exige encore plus de précautions que la précédente; la réaction de l'acide nitrique sur l'alcool est tellement énergique que la chaleur qui se développe doit être modérée par des injections fréquentes d'eau froide sur la cornue qui contient le mélange.

On prépare encore les éthers hydrochlorique, arsénique, phosphorique, etc., mais ces liquides ne sont jamais employés.

De la Fermentation acéteuse ou acide.

L'alcool qui ne contient que peu d'eau se conserve indéfiniment; mais s'il est étendu, si on lui ajoute du ferment et si on expose le mélange à une température de 30°, bientôt le liquide s'épaissit, sa température augmente, on y voit des filamens s'agiter dans tous les sens et l'on entend un léger sifflement; l'alcool disparaît, il s'est converti en acide acétique. Tel est le phénomène de la fermentation acide; les conditions nécessaires paraissent être 1° l'alcool; 2° le ferment; 3° la présence de l'air; 4° une température d'environ 30°.

Le mode de fabrication de vinaigre varie dans les différens pays; voici le procédé suivi à Orléans.

Les tonneaux dont on se sert contiennent environ 280 litres : on préfère ceux qui ont déjà servi; on les

place les uns sur les autres et ordinairement sur trois rangées : le vin destiné à l'acétification est conservé dans des tonneaux contigus, on le soutire avant de l'employer ; on verse d'abord dans chaque tonneau 80 litres environ de bon vinaigre : c'est ce que l'on appelle la mère ; on met sur cette mère 10 litres environ de vin ; huit jours après on en ajoute autant, et ainsi de suite ; après la quatrième charge on retire 40 litres de vinaigre à peu près, et on recommence les additions successives. Le tonneau doit toujours être au tiers vide ; on filtre le vinaigre en le versant dans une cuve remplie de copeaux foulés et pressés ; on le laisse séjourner, puis on soutire.

Le vinaigre ordinaire est plus ou moins coloré en brun et d'une odeur particulière, mais assez agréable ; par la distillation dans des vaisseaux de verre, la matière colorante qui réside dans le mucilage en est séparée, et son odeur suave est généralement remplacée par une odeur d'empyreume. Les meilleurs vinaigres de vin et quelques vinaigres de malt contiennent un peu d'alcool, qui passe d'abord avec la partie aqueuse, et rend le premier produit de la distillation d'une pesanteur spécifique qui excède à peine celle de l'eau, et lui est même quelquefois inférieure ; en conséquence on rejette ce produit. Vers la fin de l'opération, l'empyreume augmente ; d'où il suit qu'il ne faut retenir comme vinaigre distillé que les produits intermédiaires. La pesanteur spécifique du vinaigre distillé varie de 1,005 à 1,008, tandis que celle du vinaigre ordinaire, de force égale, varie de 1,010 à 1,025.

Nous avons parlé, à l'article *acide acétique*, des usages du vinaigre dans l'économie domestique et dans les arts.

Il nous resterait à parler de la putréfaction végétale ou de la décomposition qu'éprouve un végétal lorsqu'il a cessé de vivre. Cette partie sera développée lorsque nous exposerons les phénomènes qu'offre toute putréfaction animale.

QUATRIÈME PARTIE.

Chimie animale.

Les animaux considérés dans leur état le plus parfait se distinguent facilement des végétaux : la plante demeure fixée au point même où elle prit naissance ; elle ne présente aucun indice d'intelligence : l'animal au contraire se meut, est doué d'un sentiment intérieur et donne des signes non équivoques d'intelligence. Linnée, par une définition laconique et qui porte l'empreinte de son génie, a différencié tous les corps naturels : « les minéraux croissent ; les végétaux « croissent et vivent ; les animaux croissent, vivent et « sentent. » Cette belle définition, vraie en général, n'est plus applicable aux animaux qui forment les derniers degrés de l'échelle animale, la ligne de démarcation qui sépare les êtres animés des corps inanimés n'est pas tranchée, et la nature passe par des nuances insensibles du règne végétal au règne animal. Cette difficulté qu'éprouve le naturaliste dans la classification des corps organiques n'existe pas jusqu'ici pour celui qui se livre à l'étude de la chimie animale ; car presque tous ceux des animaux dont les corps ont été soumis à une analyse soignée appartiennent aux classes les plus parfaites, et la suite de cet exposé nous prouvera que la plupart des faits connus ne se rapportent qu'au corps de l'homme et à ceux d'un petit nombre d'animaux.

Quel ordre doit-on suivre dans l'exposé des faits connus ? La synthèse nous a guidés dans l'examen des minéraux ; l'analyse et quelques propriétés qui se retrouvent dans des séries entières de principes immédiats nous ont guidés dans les végétaux; mais ici tout prouve

l'enfance de la science, tout est incomplet, les faits sont disséminés; des propriétés particulières singularisent presque tous les produits obtenus : aussi les ouvrages les plus complets et les plus estimés n'offrent en général qu'une compilation peu rationnelle de tous les phénomènes. L'on a cependant cherché à se rapprocher dans l'étude de la chimie animale de la division si naturelle qui nous a servi à classer les substances végétales, et on a formé trois sections avec les substances animales. La première renferme les substances qui ne sont ni grasses ni acides; la seconde, les matières grasses ; la troisième les substances acides.

Dans cette division, la première section se composerait de la *fibrine*, l'*albumine*, la *gélatine*, la *matière caséuse*, l'*urée*, la *matière colorante* du sang, le *picromel*, le *sucre* de lait et le *sucre* des *diabète*.

Dans la seconde section on rangerait la *stéarine*, l'*élaïne*, la *cétine*, la *cholesterine*, la *phocénine*, la *butyrine*, l'*hircine*.

Enfin la troisième section, celle des acides se subdiviserait en 1° *acides oxigénés*, savoir les acides *urique*, *purpurique*, *rosacique*, *lactique*, *cyanique* et quelques autres ; 2° acides non oxigénés ayant tous pour base le cyanogène ; ce sont les acides *hydrocyanique*, *hydroferro cyanique* et *chlorocyanique* ; 3° acides gras résultant, à l'exception d'un seul, de la saponification ou combinaison d'un alcali avec une substance grasse ; ce sont les acides *sébacique*, *cholestérique*, *margarique*, *oléïque*, *phocénique*, *butyrique*, *hircique*, etc.

L'étude des matières animales faite d'après cette classification ne nous dispenserait pas de l'examen de la composition des parties animales telles que la nature nous les présente : nous croyons donc, sans rejetter la classification ci-dessus, ne pas devoir la suivre, mais décrire les principes immédiats qui en font l'objet à mesure qu'il s'offriront à nous dans la décomposition des

parties animales. Je diviserai donc la chimie en sept sections.

1[re] Section. *De l'analyse élémentaire.*
2[e] Section. *Des divers liquides animaux.*
3[e] Section. *Des solides qui composent les différens systèmes d'organisation.*
4[e] Section. *De quelques produits particuliers.*
5[e] Section. *Des matières fécales.*
6[e] Section. *Des fonctions animales.*
7[e] Section. *De la putréfaction végétale et animale.*

I[re] SECTION.

De l'Analyse élémentaire.

Toute substance animale, excepté les matières grasses, distillée à vases clos, donne de l'eau, de l'acide carbonique, du sous-carbonate d'ammoniaque, de l'acétate d'ammoniaque, de l'oxide de carbone, de l'hydrogène carboné, du gaz azote, et un charbon difficile à incinérer; tous ces produits sont salis par une huile noire, fétide et pesante. La nature de ces composés démontre qu'en général les substances animales sont formées d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et d'azote. Les graisses donnent un résultat analogue, si ce n'est qu'on ne trouve aucune trace d'azote et d'ammoniaque. Indépendamment de ces élémens, on trouve presque toujours des matières salines et terreuses qui sont quelquefois nécessaires à l'existence des organes : tel est le sel calcaire (phosphate de chaux) que renferment les os.

L'analyse élémentaire peut se faire par plusieurs méthodes : MM. Gay-Lussac et Thénard ont cherché à appliquer à cette analyse la méthode dont nous avons parlé; mais ils se sont assurés qu'un excès de chlorate de potasse formait toujours plus ou moins d'acide nitreux, ce qui complique les résultats. Bérard a proposé et s'est servi de la méthode que M. Gay-Lussac avait

employée le premier pour faire l'analyse de l'acide urique; dans cette méthode la substance est mêlée au peroxide de cuivre : ce mélange est placé dans un tube fermé à une extrémité, et recevant à l'autre un tube qui se rend sous la cloche à mercure : on chauffe; l'oxide de cuivre cède son oxigène à la matière animale, il se dégage de l'eau, de l'acide carbonique et de l'azote. En pesant le tube avant et après l'expérience, on connaît la quantité d'oxigène pris au peroxide; on a donc ainsi tous les élémens de calcul nécessaires pour connaître les poids respectifs d'oxigène, d'hydrogène, de carbone et d'azote, qui formaient la substance animale. On décompose l'acide nitreux qui peut se former en entourant le mélange d'une couche de trois à quatre millimètres de limaille de cuivre.

On doit rapporter à l'analyse élémentaire cette réaction singulière qui a lieu entre une substance animale azotée et un alcali fixe : le résultat de cette action est une solution particulière d'acide hydrocyanique et de potasse, cette solution n'offre par elle-même rien de bien intéressant; mais elle est le moyen par lequel on arrive à la formation du *bleu de Prusse* dont on fait un emploi si considérable dans les arts, particulièrement pour la coloration des papiers de tenture : sous ce rapport ce phénomène mérite toute notre attention.

Si on calcine pendant une demi-heure au rouge-brun une matière animale azotée, le sang, la corne, etc., etc., avec la potasse, et si ensuite on laisse refroidir, on obtient une matière jaunâtre qui, dissoute dans quinze fois son poids d'eau, porte en fabrique le nom de *lessive du sang*. Cette solution examinée avec soin présente tous les caractères de l'hydrocyanate de potasse liquide : 1° si on y verse un acide, l'odeur des amandes amères prédomine; 2° le cyanure de potassium ou l'hydrocyanate de potasse fait directement offre une identité parfaite avec le corps contenu dans la lessive du sang. On fait à part une dissolution de sulfate de fer et d'alun, puis on la verse dans la lessive du sang; il se précipite à

l'instant un corps d'un bleu magnifique, c'est le *bleu de Prusse*. Par des lavages répétés, les matières étrangères sont dissoutes, et le fer est porté au maximum d'oxidation; la qualité du bleu de Prusse diminue à mesure que l'on augmente la proportion d'alun qui entre dans la solution de sulfate de fer. On supposait anciennement que la lessive du sang étant un hydrocyanate de potasse, le sulfate de fer et le sulfate d'alumine mis dans cette liqueur donnaient lieu à une double décomposition, qu'il se précipitait de l'hydrocyanate de fer mêlé à de l'alumine, et que la liqueur surnageante était du sulfate de potasse. Les travaux de M. Porett ont prouvé que cette opinion que l'expérience paraissait justifier ne pouvait être soutenue; je ne puis ici rappeler toutes ses expériences, un seul fait d'ailleurs suffira pour infirmer l'opinion ancienne. Le bleu de Prusse mis en ébullition avec la potasse donne un sel cristallisable, jaune, qui se conserve indéfiniment, et qui est d'un emploi journalier dans les laboratoires par la variété de couleurs des précipités qu'il forme dans les solutions métalliques. Si le bleu de Prusse était un hydrocyanate de fer, le sel jaune obtenu par le traitement du bleu de Prusse par la potasse serait un hydrocyanate de potasse, et cependant ce sel ainsi obtenu peut se conserver indéfiniment, tandis que le sel fait directement par l'union de l'acide hydrocyanique et de la potasse n'a qu'une existence éphémère et se décompose très rapidement. Suivant M. Porett, la différence est due au fer que le sel jaune renferme; ce serait un ferrocyanate de potasse. Le même chimiste en a isolé l'acide ferrocyanique; cet acide évaporé cristallise et brûle à la flamme d'une bougie en scintillant, ce qui paraît indiquer la présence du fer à l'état métallique: conséquemment,

Le sel jaune serait un ferrocyanate de potasse.
Le bleu de Prusse un ferrocyanate d'oxide de fer.

On peut en conclure que les précipités que forme le

ferrocyanate de potasse dans les solutions métalliques sont des sels insolubles, formés d'acide ferrocyanique et de l'oxide métallique.

Le bleu de Prusse est un corps solide, bleu, insoluble dans l'eau; il ressemble à l'indigo, mais il n'a pas le reflet cuivré qui distingue ce dernier; on l'emploie dans les arts : 1° pour peindre en bleu les papiers de tenture; 2° mêlé à l'ocre jaune, il forme une belle couleur verte plus économique, mais aussi, bien moins solide que celle donnée par le vert de Scheèle; 3° pour teindre la soie en bleu-Raymond; cette branche de teinture est une nouvelle application des connaissances chimiques; la soie est plongée dans une dissolution d'hydrochlorate de fer, puis lavée à l'eau de savon; on la plonge alors dans une solution de ferrocyanate de potasse légèrement acidulée par l'acide hydrochlorique; il y a double décomposition : le bleu de Prusse (ferrocyanate de fer) se fixe sur la soie et l'hydrochlorate de potasse est enlevé par des lavages répétés.

Un mélange de bleu de Prusse en poudre et de deutoxide de mercure mis dans l'eau et soumis à l'ébullition donne une liqueur incolore qui, filtrée et évaporée, donne des cristaux plus ou moins analogues à ceux du sel marin; ce sel paraît être un hydrocyanate de mercure: il est employé dans la préparation de l'acide hydrocyanique dont nous avons renvoyé l'histoire à la partie qui nous occupe.

Acide hydrocyanique ou prussique. Liquide très volatil, ayant une odeur très forte de fleurs de pêcher ou d'amandes amères. La saveur qui est d'abord douceâtre devient âcre, chaude et excite la toux. Cet acide est un poison violent. Une goutte placée sur la langue d'un chien le tue à l'instant. L'animal, dit M. Magendie, fait deux ou trois inspirations, et tombe comme s'il était frappé de la foudre. Toute sensibilité et contractilité des muscles locomoteurs sont immédiatement détruites.

La nature de cet acide fut long-temps inconnue. Le mémoire de M. Gay-Lussac a levé toutes les incerti-

tudes ; il est prouvé actuellement : 1° que si l'on traite le bleu de Prusse par le deutoxide de mercure, on obtient un deutocyanure de mercure composé de cyanogène (azote carboné) et de mercure ; 2° que si l'on verse de l'acide hydrochlorique sur le cyanure de mercure, l'hydrogène de l'acide s'unit au cyanogène, forme l'acide hydrocyanique, tandis que le chlore s'unissant au mercure forme un deutochlorure de mercure. Rappelons en effet les nombres que nous donne l'échelle synoptique.

Le cyanogène est formé de 14 azote et de 6 de carbone = 20.
Le cyanure de merc. se compose de 40 cyanogène, 200 de m.

Si on verse de l'acide hydrochlorique formé de 2 hydrogène, 72 chlore, on aura donc pour résultat :

Acide hydrocyanique, 2 hydrogène, 40 cyanogène.
Deutochlorure de mercure, 72 chlore, 200 mercure.

Pour obtenir l'acide hydrocyanique pur, M. Gay-Lussac prend le cyanure de mercure, le pulvérise, le délaie dans l'acide hydrochlorique étendu d'eau, et chauffe légèrement ce mélange. La petite cornue dans laquelle on fait cette décomposition est adaptée à un tube de verre contenant, dans la moitié de sa capacité, du carbonate de chaux, et dans l'autre du chlorure de calcium fondu. Ce tube est lui-même terminé par un autre tube d'un plus petit diamètre, qui vient plonger dans une éprouvette disposée au milieu d'un mélange réfrigérant : on conçoit ce qui arrive dans cette opération. L'acide hydrocyanique se dégage et se débarrasse de l'eau qu'il renferme par le chlorure de calcium, de l'acide hydrochlorique par le carbonate de chaux ; il arrive donc parfaitement pur dans l'éprouvette.

Malgré l'action délétère de l'acide hydrocyanique, on a pensé qu'en atténuant son degré d'énergie, on pourrait en tirer avantage dans certains cas morbides ;

on le prescrit alors étendu de huit parties d'eau, sous le nom d'acide hydrocyanique médicinal.

2e SECTION.

Des divers Liquides animaux.

Ces liquides sont en très grand nombre et varient dans leur état particulier de liquidité; je ne parlerai ici que des douze principaux : 1° le sang : 2° la bile; 3° le lait; 4° l'urine; 5° le chyle; 6° le chyme; 7° la liqueur séminale; 8° la salive; 9° les humeurs de l'œil; 10° les larmes; 11° la synovie; 12° la transpiration insensible.

Du Sang.

Liquide rouge, d'une saveur salée, légèrement alcaline, d'une pesanteur spécifique variable, mais dont le terme moyen serait 1,0527. Le sang est tellement important dans l'économie animale, que le nombre des savans qui ont étudié sa nature et recherché ses propriétés est immense; cependant son histoire laisse beaucoup à désirer : on a constaté jusqu'ici qu'il est composé de trois principes immédiats : 1° du sérum ; 2° du cruor ; 3° de la fibrine et de quelques principes minéraux.

Le sang abandonné à lui-même se sépare en deux parties : l'une liquide, d'un jaune-verdâtre, c'est le sérum; 2° une masse demi solide de la consistance du lait caillé, c'est le cruor.

Sérum. Il est alcalin et se coagule à la température de 100°; il présente alors tous les caractères de l'albumine coagulée. Nous avons déja examiné les propriétés de cette substance; il nous sera donc facile d'expliquer l'action du sang dans la clarification des sucs de betteraves et de cannes : le sérum se divise dans toute la masse, se coagule et s'empare de toutes les parties étrangères qui troublaient la transparence du liquide. Le sublimé

corrosif liquide (deutochlorure de mercure) versé dans le sang, donne un précipité d'albumine et de l'oxide mercuriel; on en a conclu que le blanc d'œuf peut être pris comme contre-poison du sublimé corrosif, mais il ne faut pas en prendre un excès, car l'albumine redissout le précipité formé.

Suivant M. Berzélius, 1000 parties de sérum de sang humain sont composées de :

Eau	905
Albumine	80
Hydrochlorate de soude et de potasse	6
Lactate de soude et matière animale	4
Soude, phosphate de soude, matière animale	4,1
Perte	0,9
	1000

Cruor. La masse demi solide que l'on obtient après la séparation du sérum est rouge foncée, d'une pesanteur spécifique de 1,245. En lavant avec soin sur un tamis ce caillot sous un petit filet d'eau jusqu'à ce que ce liquide en découle sans couleur, une partie se dissout, et il en reste une certaine quantité sur le tamis. Le caillot s'est ainsi séparé en deux portions, savoir : 1° en une substance élastique blanche solide, *fibrine;* 2° en la portion tenue en dissolution par l'eau, qui constitue la matière colorante, non pas cependant à l'état de pureté, car il est impossible de séparer complètement le caillot du sérum. M. Berzélius a démontré que le cruor se compose de :

Matière colorante	64
Fibrine et albumine	36

On sait peu de chose sur la nature intime de la ma-

tière colorante et de la fibrine; suivant M. Berzélius, les cendres de la première sont composées de :

Oxide de fer	50,0
Sous-phosphate de fer	7,5
Phosphate de chaux avec magnésie	6,0
Chaux pure	20,0
Acide carbonique et perte	16,5
	100,0

Le même chimiste admet que ces oxides n'existent pas dans la matière colorante, mais bien leurs métaux, fer, calcium, phosphore, et que ces bases passent à l'état d'oxide pendant l'incinération.

MM. Prévost et Dumas ont publié des recherches intéressantes sur la nature des molécules du sang ; ils ont reconnu ; 1° que dans les mammifères, les globules qui forment le sang sont sphériques; 2° que dans les oiseaux ces globules sont ovoïdes. Le diamètre varie de 1/75 à 1/200 de millimètres. On s'assure par le microscope que chaque globule se compose d'une matière rouge qui s'ouvre par intervalles et laisse voir un globule blanc qui est de la fibrine : si le sang est frais, ces globules se soudent entre eux et forment un élément de fibrine.

Les expériences des mêmes physiologistes sur la transfusion du sang d'un animal dans un autre offrent quelques résultats remarquables ; ils ont constaté que les accidens qui résultent de ce changement varient en raison de la similitude des molécules ; si les molécules sont entièrement différentes de forme et de diamètre, c'est un véritable poison introduit ; si les molécules diffèrent de diamètre, la gravité des accidens diminue ; enfin, si la transfusion a lieu entre des molécules de même forme et de même diamètre, par exemple d'homme à homme, on n'observe qu'un trouble léger qui se dissipe promptement.

De la Bile.

Sécrétion particulière du sang veineux qui s'opère dans le foie : c'est un liquide onctueux, d'un jaune verdâtre et d'une pesanteur spécifique qui varie de 1,020 à 1,030; il est très amer, se putréfie facilement et exhale une odeur nauséabonde. La bile de bœuf distillée donne environ 90 d'eau insipide, le résidu est brun, amer, peut être dissous dans le même liquide, et est employé en médecine comme fondant, sous le nom d'*extrait de fiel de bœuf.*

La bile paraît composée de trois principes : 1° d'une matière jaune, gluante et visqueuse, partie en solution et partie en suspension; 2° d'une résine verte; 3° d'un principe particulier auquel M. Thénard donne le nom de picromel.

Matière jaune. La bile jetée sur un filtre donne pour dépôt la partie de cette matière qui était en suspension : si on verse un acide dans la liqueur filtrée, il se précipite un composé verdâtre qui, bien lavé avec l'alcool, est identique avec le premier dépôt obtenu. Cette matière jaune ne s'est encore trouvée que dans la bile.

Résine verte. La liqueur débarrassée de la matière jaune est traitée par de l'acétate de plomb : on obtient un précipité formé de résine verte et d'oxide de plomb. Ce précipité, mis en suspension dans l'alcool, traité par un courant d'acide hydrosulfurique et ensuite filtré, donne une solution alcoolique de résine verte que l'on concentre par évaporation.

Picromel. La liqueur privée de la matière jaune et de la résine verte est traitée par le sous-acétate de plomb; le précipité obtenu est soluble dans l'acide acétique; la liqueur est traitée par un courant d'acide hydrosulfurique, et le picromel dissous dans l'acide acétique est évaporé en sirop. Cette substance est un des caractères distinctifs de la bile; elle a la consistance

de l'huile de térébenthine, est très soluble dans l'eau et l'alcool; sa dissolution n'est troublée ni par les acides ni par les alcalis, ni par le tannin : quelques sels la précipitent.

Berzélius trouva pour parties constituantes de la bile humaine :

Eau	908,4
Picromel	80,0
Albumine	3,0
Soude	4,1
Phosphate de chaux	0,1
Hydrochlorate de soude	3,4
Phosphate de soude avec la chaux	1,0
	1000,0

DES CALCULS BILIAIRES. Il y a deux espèces de calculs biliaires. Ceux qui se présentent le plus communément sont doux, fusibles, inflammables et de texture cristalline; ils ressemblent tout-à-fait au sperma-céti, se dissolvent dans l'alcool bouillant, dans l'éther, difficilement dans l'huile de térébenthine. M. Chevreul considère cette substance comme un principe animal tout particulier qu'il désigne sous le nom de *cholestérine*. L'autre espèce de calcul biliaire paraît être de la bile concrétée, mais en diffère par son insolubilité dans l'alcool et dans l'eau; elle est souvent mêlée avec des proportions différentes de la première espèce, et constitue les calculs biliaires de caractères intermédiaires.

Du Lait.

Fluide que sécrètent des vaisseaux particuliers des femelles de l'espèce humaine, des quadrupèdes, des animaux cétacés, et qui est destiné à nourrir leurs petits. Les principes immédiats du lait sont le beurre ou matière grasse, le sérum qui est liquide, et le caséum, partie solide, qu'on obtient en coagulant le lait ordinaire par un acide. Un repos de quelques heures divise

le lait en deux parties : la crème et le lait ordinaire.

DE LA CRÈME. Cette substance renferme toute la matière grasse du lait fraîchement obtenue, elle contient du lait ordinaire ; en l'agitant à l'air libre ou en vases clos elle se divise en trois parties : le beurre, le sérum et une petite partie de caséum.

DU BEURRE. Cette matière, ordinairement jaune, est formée d'élaïne, de stéarine et d'un acide particulier que M. Chevreul appelle *acide butyrique* ; cet acide est liquide et s'unit à la plupart des bases solifiables. Il paraît être le produit de la saponification d'un principe immédiat, nommé butyrine : l'un et l'autre sont peu connus. Lorsque le beurre sort de la baratte (appareil dans lequel on agite la crème et où s'opère la séparation du beurre), il contient du sérum et du caséum : c'est la présence de ces deux corps qui le rend si facile à rancir ; mais il se conserve assez long-temps lorsqu'il est allié à une certaine quantité de sel. M. Eaton raconte, dans la description de l'empire turc, que presque tout le beurre qui se consomme à Constantinople vient de la Crimée, du Kuban, et que fondu frais et à petit feu, le sérum se sépare, le beurre conserve presque toute sa douceur et peut se garder pendant deux ans. M. Thénard recommande la même méthode ; il conseille de faire fondre le beurre à l'étuve ou à une chaleur qui ne dépasse pas 80°, et de prolonger l'opération jusqu'à ce que la matière caséeuse soit déposée. On décante alors et on refroidit le beurre dans un mélange de glace pilée et de sel, ou au moins dans l'eau froide. Gardé dans un vase clos et dans un lieu frais, il conservera plus de six mois sa qualité, surtout si le beurre qui vient à la surface a été enlevé avec soin.

DU SÉRUM ET DU CASÉUM. Si au lieu de laisser le lait dans un lieu frais on y verse un acide, de l'alcool, etc., il se coagule à l'instant et se divise en deux parties : un liquide appelé *sérum* ou *petit-lait*, et une partie solide blanche appelée *caséum*.

Le sérum purifié est transparent, verdâtre, et renferme une matière saline cristallisable appelée *sucre de lait,* que l'on peut obtenir par l'évaporation du petit-lait, et dont on prépare une grande quantité en Suisse. Le sérum contient en outre un acide particulier appelé *acide lactique.*

Le caséum est une matière très animalisée, qui est la base de tous les fromages; la chimie donne peu de lumières sur ce dernier produit : suivant Proust, les vieux fromages offrent un caséum altéré et transformé en deux corps : en *oxide caséeux* et en un acide que le même chimiste appelle *acide caséique*, et qui est alors neutralisé par l'ammoniaque.

L'analyse de M. Berzélius démontre que la crème est composée de 4,5 de beurre, de 3.5 de fromage, de 9,2 de petit-lait, et que 1000 parties de lait dépouillées de crème sont formées de :

Eau	928,75
Matière caséeuse avec un peu de crème	28,
Sucre de lait	35,
Hydrochlorate de potasse	1,70
Phosphate de potasse	0,25
Acide lactique, acétate de potasse avec traces de lactate de fer	6,
Phosphate terreux	0,30
	1000,00

On a comparé la composition de plusieurs espèces de lait et on a constaté les faits suivans :

Par rapport à la quantité de sucre de lait qu'ils renferment, les diverses espèces de lait suivent l'ordre suivant : lait de jument, de femme, d'ânesse, de chèvre, de brebis et de vache.

Si on les considère par rapport au petit-lait, ils se présentent dans l'ordre suivant : lait d'ânesse, de jument, de femme, de vache, de chèvre et de brebis.

Ils forment, par rapport à la crème, cette série : lait

de brebis, de femme, de chèvre, de vache, d'ânesse, et de jument.

Pour le fromage on a : lait de brebis, de chèvre, de vache, d'ânesse, de femme et de jument.

De l'Urine.

Ce fluide que la saison, la santé et mille autres causes modifient, est dans son état naturel transparent, jaune, d'une odeur particulière et d'un goût salin ; il rougit les couleurs bleues végétales et contient par conséquent un excès d'acide. L'urine subit des altérations spontanées qui sont plus ou moins promptes, selon son état et la température de l'air : nouvelle et saine, elle est légèrement odoriférante, mais elle cesse bientôt de l'être et exhale ensuite l'odeur connue sous le nom d'urineuse. Quand elle commence à se putréfier elle en répand une qui est analogue à celle du lait aigre, mais qui devient bientôt fétide, ammoniacale, et que la térébenthine, l'asperge, et plusieurs autres substances végétales exaltent beaucoup.

Les principes immédiats de l'urine sont : 1° la matière visqueuse ; 2° l'acide urique ; 3° l'urée. Ce liquide renferme en outre plusieurs matières salines, et quelques observations pathologiques démontrent que dans certaines maladies elle peut contenir des principes particuliers qui n'existent pas dans l'état sain. Tel est l'*acide rosacique* dans les fièvres intermittentes, les maladies du foie, le *sucre* dans le diabétisme.

Matière visqueuse. L'urine abandonnée quelques heures à elle-même, laisse déposer une matière visqueuse dont la densité diffère peu de celle du liquide.

Acide urique. L'urine séparée de la matière visqueuse forme un second dépôt qui, traité par la potasse et jeté sur un filtre, donne un liquide (urate de potasse) formé d'acide urique uni à la potasse : on sature la potasse et l'acide obtenu est blanc, peu soluble, mais cependant plus à chaud qu'à froid, sans saveur

et sans odeur. Cet acide forme avec les bases des sels insolubles, excepté avec celles qui sont solubles et en excès. Ces sels sont décomposés par tous les acides. Toute urine contient cet acide, même lorsqu'il ne se forme pas de précipité apparent par son réfroidissement : car si l'on évapore aux 0,0056 de son poids une assez grande quantité d'urine claire et fraîche, il se précipite une poudre très fine qui s'attache fortement aux parois du vase ; ce dépôt traité par la potasse comme nous l'avons dit, donne un précipité qui manifeste toutes les propriétés de l'acide urique.

L'acide urique traité par l'acide nitrique se transforme en une substance particulière ; car si on ajoute l'ammoniaque nécessaire pour neutraliser l'acide nitrique, il se forme une substance cristalline d'un rouge magnifique.

Suivant Proust, ce composé est un *purpurate d'ammoniaque* dont on peut isoler l'acide ; le sel est dissous dans une solution de potasse, la couleur rouge disparaît ; on sature peu à peu l'alcali par l'acide sulfurique, et l'acide purpurique se précipite pur ; il est insoluble dans l'alcool.

Acide rosacique. Dépôt d'un rouge vif que forme l'urine dans certaines maladies ; Vauquelin le considère comme un acide particulier, facile à distinguer de l'acide purpurique : 1° il ne contient pas d'azote ; 2° il est soluble dans l'alcool.

Urée. Cette substance se prépare ainsi qu'il suit. On évapore l'urine à la consistance de sirop ; on ajoute insensiblement au liquide son volume d'acide nitrique : on agite le mélange et on le plonge dans un bain d'eau glacée pour durcir les cristaux de nitrate d'urée : on les lave à l'eau glacée et on les presse entre des feuilles de papier brouillard ; on les redissout et on ajoute une quantité suffisante de carbonate de potasse pour neutraliser l'acide nitrique ; on évapore la nouvelle liqueur et on traite le résidu par l'alcool : ce liquide ne dissout que l'urée, on concentre et l'urée cristallise en prismes

à quatre pans, transparens, incolores et d'un lustre analogue à celui des perles. L'urée, par sa putréfaction, donne beaucoup d'ammoniaque : en dissolution, elle est décomposée et précipitée par le chlore. C'est cette substance qui caractérise l'urine, qui la constitue ce qu'elle est, et à laquelle sont dues sa saveur, son odeur, et la plupart des phénomènes très singuliers qu'elle présente.

Indépendamment des trois principes dont nous avons parlé, l'urine renferme des composés du règne minéral. Suivant M. Berzélius, l'urine de l'homme en santé se compose de :

Eau	933,00
Urée	30,10
Sulfate de potasse	3,71
— de soude	3,16
Phosphate de soude	2,94
Hydrochlorate de soude	4,45
Phosphate d'ammoniaque	1,65
Hydrochlorate d'ammoniaque	1,50
Acide lactique, lactate d'ammoniaque, matière animale, urée mêlée à la matière animale	17,14
Phosphate terreux et fluate de chaux	1,00
Acide urique	1,00
Mucus de la vessie	0,32
Silice	0,03
	1000,00

Suivant Fourcroy, Vauquelin et Rouelle, l'urine de plusieurs animaux diffère de celle de l'homme en ce qu'elle ne contient pas d'acide phosphorique, urique, et qu'elle renferme l'acide benzoïque : telles sont les urines du cheval, de la vache, du lapin, etc. ; celle du chameau ne renferme pas d'acide benzoïque.

L'urine est altérée dans un grand nombre de maladies. 1° Dans la jaunisse elle contient une matière d'un jaune foncé susceptible de teindre la toile ; 2° dans les affections hystériques, elle est abondante, limpide,

incolore, contient beaucoup de sel, mais fort peu d'urée ; 3° dans l'hydropisie elle est généralement si chargée d'albumine qu'elle devient laiteuse ou se coagule par l'action des acides ; 4° dans l'indigestion l'urine abonde en gélatine et se putréfie rapidement ; 5° dans le diabétisme l'urine est quelquefois si chargée de sucre qu'elle est susceptible de se transformer en liqueur vineuse : Cruikshank en retira 1/12 de sucre, et le malade donnait vingt-neuf onces d'urine par jour : quelquefois cependant elle n'est pas douce mais insipide; 6° l'affection la plus grave que puisse éprouver l'appareil urinaire est la concrétion des matières solides que renferme l'urine ; ces pierres sont connues sous le nom de *calculs vésicaux ;* le premier degré de cette maladie constitue la gravelle.

Des calculs vésicaux. L'analyse de l'urine nous démontre que ces calculs doivent être formés des parties peu solubles que ce liquide renferme : l'acide urique, l'urate d'ammoniaque, le phosphate de chaux, le phosphate ammoniaco-magnésien ; c'est ce que l'expérience confirme : ces matières peuvent s'unir deux à deux, trois à trois. On connaît actuellement douze à quatorze espèces de calculs.

Des sucs gastrique et pancréatique, Du chyme et du chyle.

Les alimens éprouvent dans l'estomac l'action de la salive et du suc gastrique, et se convertissent en un fluide laiteux appelé *chyme*. Ce fluide passe ensuite dans les intestins, où il se combine avec le suc pancréatique, avec la bile, et où il se sépare en chyle et en matière fécale. Les vaisseaux lactés absorbent ce chyle et le portent dans le sang. La chimie offre si peu de lumière sur cette partie physiologique, qu'il m'est impossible de présenter dans cet abrégé quelques résultats assez certains.

Du Fluide spermatique.

On appelle de ce nom un liquide particulier qui est sécrété dans les testicules des mâles, et que la nature a destiné à la fécondation des femelles. Cette partie de nos connaissances est encore converte de ténèbres, et le chimiste en analysant le sperme de l'homme n'a pu rien découvrir sur le grand œuvre de la propagation : je rapporterai toutefois l'analyse du sperme humain faite par Vauquelin : suivant lui 100 parties sont composées de :

Eau	90
Mucilage	6
Phosphate de chaux	3
Soude	1
	100

La liqueur séminale se compose de deux substances, l'une liquide et laiteuse, l'autre mucilagineuse. Abandonnée à elle-même dans un vase, elle se liquéfie promptement, surtout à une douce chaleur : une température plus élevée la décompose : à l'air elle s'épaissit et forme des écailles cassantes, en exhalant quelquefois avant de se dessécher une odeur désagréable. La potasse et la soude la dissolvent. Je ne rapporterai pas ici les expériences faites par MM. Prévost et Dumas : les résultats obtenus sont entièrement du domaine de la physiologie.

De la Salive.

Liquide sécrété par les glandes salivaires : la composition chimique de la salive de l'homme est selon Berzélius :

Eau	992,9
Matière animale particulière	2,9
Mucus	1,4
Hydrochlorates alcalins	1,7
Lactate de soude et matière animale	0,9
Soude pure	0,2
	1000,0

On ne peut douter que la salive ne soit, comme tous les fluides animaux, sujette à changer selon les maladies, etc., etc. Brugnatelli a trouvé que la salive d'un vénérien était imprégnée d'acide oxalique. Les concrétions qui se trouvent quelquefois dans les conduits salivaires, le tartre qui s'attache aux dents, sont composés de phosphate de chaux.

Des Humeurs de l'œil.

Les physiologistes reconnaissent trois espèces d'humeurs dans l'œil: 1° l'*humeur aqueuse* placée dans la chambre intérieure de l'œil immédiatement derrière la cornée; 2° l'*humeur cristalline* ou *lentille*, parce qu'elle en a la forme; 3° l'*humeur vitrée* qui est derrière le cristallin et qui occupe la plus grande partie de l'œil: l'analyse de ces différentes humeurs a été faite par M. Berzélius; elle est relatée (Chimie de Thomson, tome IV, pages 581 et suivantes).

Des Larmes.

Liquide sécrété par les glandes lacrymales: l'analyse en a été faite par Fourcroy et Vauquelin: ils ont trouvé de l'eau, du mucus, de l'hydrochlorate de soude, de la soude, du phosphate de chaux et du phosphate de soude.

De la Synovie.

Liquide qui lubréfie et facilite le mouvement des articulations. L'analyse en a été faite par M. Marguerou. Cette substance est composée de:

Eau	80,46
Matière fibreuse	11,86
Albumine	4,52
Hydrochlorate de soude	1,75
Soude	0,71
Phosphate de chaux	0,70
	100,00

De la Transpiration insensible.

Vapeurs qui se dégagent continuellement de la peau: orsque la température s'élève, la vapeur transpirée ugmente non-seulement en quantité, mais même elle e manifeste sous la forme d'un liquide, et porte alors e nom de *sueur*. Ce liquide est composé d'une maière huileuse, d'acide lactique et d'une matière animale particulière : les expériences de Jurine portent à roire que la peau émet du carbone, car le chimiste rouva que l'air qui restait quelque temps en contact ivec la peau était presque entièrement composé d'acide arbonique.

3e SECTION.

Des Solides qui composent les divers systèmes d'organisation.

On distingue les organes suivans : 1° la cervelle, la noelle épinière et les nerfs ; 2° les muscles ; 3° les os, es cornes, les ongles ; 4° les graisses ; 5° le mucus ; 6° les tendons, les ligamens, les membranes, etc. 7° es poils, les plumes, la soie ; 8° la peau.

De la Cervelle, de la Moelle épinière et des Nerfs.

Ces trois substances constituent les organes du seniment et du mouvement ; car un animal perd la faulté de mouvoir une partie quelconque de son corps dès 'instant que les nerfs qui la traversent sont coupés : les xpériences de M. Magendie ont mis cette vérité hors le doute. La cervelle est une pulpe blanche et grise qui se trouve dans le crâne ; elle donne naissance à la noelle épinière ; c'est à elle qu'aboutissent tous les

nerfs. Cette matière entre très facilement en putréfaction. Vauquelin a fait l'analyse de la cervelle et y a reconnu les substances suivantes :

Eau . . .	80,00
Matière grasse blanche . . .	4,53
Id. rouge . .	0,70
Albumine . . .	7,00
Osmazôme . . .	1,12
Phosphore . . .	1,50
Acides, sels, soufre . . .	5,15
	100,00

Cette analyse démontrerait que la cervelle contient du phosphore à l'état libre, phénomène qui ne se retrouve que dans la laitance des poissons. Les matières grasses blanches et rouges, calcinées, donnent naissance à de l'acide phosphorique.

Des Muscles.

Les muscles désignés ordinairement par le nom de chair sont des organes formés d'un grand nombre de fibres et de filamens, de couleur rougeâtre ou blanchâtre et recouverts par le tissu cellulaire : soumis à des lavages répétés, le sang et les autres liquides qu'ils contiennent s'en séparent, et même une partie de la substance musculaire est dissoute. On obtient alors une masse blanche fibreuse qui conserve la forme primitive du corps, c'est la fibrine : l'eau des lavages acquiert la couleur rouge du sang ; elle tient en dissolution la matière extractive, les acides, les sels, l'albumine et une très petite partie de fibrine. En faisant bouillir pendant assez long-temps dans l'eau la substance musculaire ainsi traitée par l'eau froide, il s'en sépare une nouvelle quantité des mêmes substances. De plus, la graisse est fondue et se rassemble à la sur-

face du liquide ; une partie des tissus cellulaires et tendineux est dissoute et forme une gélatine. La liqueur suffisamment concentrée par l'évaporation se prend en gelée (cette partie sera développée lorsque nous traiterons de la gélatine des os). Le muscle ainsi traité reste à l'état de fibres grises insolubles dans l'eau et qui, par la dessiccation, deviennent cassantes.

La gélatine que donne la chair musculaire a une odeur et une saveur agréables que tout le monde remarque dans le bouillon, tandis que la gélatine des os est insipide : cette différence est due à un principe particulier que la première renferme : ce principe, ou cette matière extractive, que M. Thénard appelle *osmazóme*, est une matière brune qui donne au bouillon l'odeur et la saveur qui le rendent si agréable.

Des Os, Cornes, Ongles, Coquilles, etc.

Os. Les os forment la charpente des animaux; ils doivent leur solidité à la grande quantité de phosphate de chaux qu'ils contiennent, et les molécules de ce sel sont liées par une substance membraneuse ou cartilagineuse que M. Hatchett a reconnue être formée en grande partie d'albumine. Il entre encore dans leur composition du sous-carbonate de chaux, un peu de phosphate de magnésie, de l'alumine, de la silice, des oxides de fer et de manganèse. C'est un phénomène curieux que les os des animaux nourris avec la garance prennent une teinte rouge ; en vingt-quatre heures ceux des jeunes pigeons deviennent roses, et rouges écarlate en trois jours ; mais il faut une quinzaine à ceux des animaux adultes pour acquérir une couleur rose ; les plus éloignés du cœur sont les plus longs à la recevoir : dès que l'on cesse d'employer cette substance, la matière qui colorait les os passe dans la circulation, et ceux-ci reprennent en peu de temps leur couleur naturelle. Duhamel prétend que les os des animaux nourris alternativement avec et sans garance sont com-

posés de couches concentriques rouges et blanches ; il conclut de là que les os se forment de la même manière que la partie ligneuse des arbres.

MATIÈRE GÉLATINEUSE. Lorsque l'on soumet un os parfaitement lavé à l'action prolongée de l'acide hydrochlorique étendu, celui-ci dissout le phosphate de chaux, l'os conserve sa forme, devient flexible, acquiert une transparence plus ou moins marquée ; il n'est plus formé que de gélatine, c'est-à-dire d'une substance albumineuse qui se dissout dans l'eau par une longue ébullition et qui donne alors un liquide qui se prend en gelée par le refroidissement. On a tiré parti de cette circonstance pour soulager les classes indigentes ; on a soumis les os ainsi traités à l'ébullition et on en a retiré depuis 4 jusqu'à 10 pour 100 d'une gélatine nutritive ; mais dans ce cas la chaudière ne doit pas être en cuivre, elle serait attaquée par l'acide encore combiné aux os ; il se formerait un sel de cuivre soluble qui se mêlerait à la gélatine, et causerait des accidens. Il faut avouer cependant que cette substance alimentaire n'est rien moins qu'agréable lorsqu'elle est prise ainsi sans aucun mélange ; mais si on ajoute à la dissolution de gélatine une certaine quantité de chair musculaire, celle-ci fournit l'osmazôme nécessaire, et l'on obtient un aliment beaucoup plus savoureux.

COLLE-FORTE DES OS. Elle n'est autre chose que la gélatine dont nous venons de parler : suffisamment concentrée, on l'a proposée avec succès pour remplacer la colle de poisson dans la clarification des liquides ; mais celle que l'on vend à Paris, surtout lorsqu'elle est en lanières, est généralement mal préparée, car elle devrait se dissoudre, et il m'a été impossible d'en opérer la solution, même par une ébullition prolongée pendant douze heures. Cette colle ou gélatine a beaucoup d'usage dans les arts : c'est avec elle que l'on prépare le taffetas d'Angleterre ; elle est aussi employée dans la menuiserie, dans la fabrication du papier.

MATIÈRE MINÉRALE DES OS. Lorsque les os sont cal-

cinés à vases clos, la matière gélatineuse se charbonne et l'on obtient un corps noir qui a la forme de l'os et dont la poudre constitue le *noir animal* dont on consomme des quantités considérables dans les arts et particulièrement dans les raffineries. Des travaux plus ou moins remarquables ont été entrepris pour expliquer les propriétés décolorantes que possèdent les os calcinés à vases clos. La société de pharmacie a même donné cette question au concours, et je crois qu'actuellement une explication très satisfaisante résulte des mémoires de M. Payen et de M. Bussy. C'est au carbone dont est formé le résidu des os distillés qu'est due leur propriété décolorante : nous avons déjà traité cette question en parlant du carbone.

Si la calcination des os a lieu à l'air, la matière gélatineuse se charbonne, absorbe l'oxigène de l'air et se dégage à l'état d'acide carbonique plus ou moins pur. On obtient une masse solide, blanche, poreuse, conservant la forme de l'os : ce produit qui est connu sous le nom *d'os calcinés à blanc* s'emploie dans la fabrication des coupelles, etc.

Les os sont d'un grand usage dans les arts : teints dans leur état naturel ils fournissent des manches de couteaux, de fourchettes et autres objets de bimbeloterie ; on en extrait le phosphore, le noir animal, une huile animale employée en médecine et dans la mécanique. Enfin en distillant les os mêlés à de vieux chiffons dans des tuyaux de fonte, on obtient par la condensation du sous-carbonate d'ammoniaque. Ce sel dissous, mêlé à du su fate de chaux, se décompose et forme du sulfate d'ammoniaque auquel on fait encore subir une double décomposition en le chauffant avec une dissolution de sel marin, et l'on obtient enfin de l'hydrochlorate d'ammoniaque ou sel ammoniac que l'on purifie par la cristallisation.

Je consignerai ici les analyses des os de bœuf naturels ou séparés de leur tissu cartilagineux, dues à M. Berzélius.

OS DE BOEUF.	
Cartilage	33,35
Phosphate de chaux	55,35
Fluate de chaux	3,00
Carbonate de chaux	3,85
Phosphate de magnésie	2,00
Soude	2,45
	100,00

OS CALCINÉS.	
Phosphate de chaux	81,9
— de magnésie	1,1
Fluate de chaux	3,0
Chaux	10,0
Soude	2,0
Acide carbonique	2,0
	100,0

Des cornes. Substance animale composée d'albumine coagulée, de gélatine, d'une très petite proportion de matière terreuse et d'un peu d'huile. Hatchett brûla 500 parties de corne de bœuf; le résidu ne fut que de 1,5 parties dont le phosphate de chaux formait la moitié: il en fut de même pour 78 parties de corne de chamois qui ne laissèrent que 0,5 de résidu dont moitié était du phosphate de chaux. Ces résultats ne s'appliquent pas aux cornes de cerf, de daim, de bouc qui ont exactement les propriétés des os et sont composées des mêmes principes; seulement la proportion du cartilage y est plus grande, ainsi que nous l'avons vu en parlant des os. On extrait une huile de quelques cornes: la corne est aussi employée dans la fabrication des colles-fortes.

Des ongles. Ils sont composés d'albumine coagulée et de phosphate de chaux.

Des ecailles et coquilles. On peut les diviser en écailles marines et en écailles de terre; les premières sont composées de carbonate de chaux et d'une petite quantité de phosphate de chaux, le tout cimenté par une petite quantité de gluten animal; la partie intérieure appelée *nacre* ou *mère de perles* est composée des mêmes substances. Les écailles de terre ne présentent aucune différence avec les précédentes; mais on a observé que celles des crustacées contiennent plus de phosphate de chaux et moins de carbonate.

Il se forme dans quelques-unes de ces écailles une

concrétion globuleuse connue sous le nom de *perle ;* elle est blanche, bleuâtre, irisée, brillante et est composée de couches concentriques alternativement formées d'une membrane mince et de carbonate de chaux.

Des Matières grasses animales.

On trouve dans tous les animaux une quantité plus ou moins considérable d'une matière onctueuse, blanche, insipide, d'une odeur faible : cette substance constitue la graisse, et l'ensemble des organes qui l'offrent en quantité notable constitue le système graisseux : chez l'homme le grand épiploon est le siége principal de cette substance.

On distingue plusieurs espèces de graisses : elles diffèrent par leurs propriétés physiques : ainsi *l'axonge* ou le *saindoux* est la graisse purifiée, obtenue du cochon ; tandis que le suif qui est en général plus cassant est extrait du mouton, du bœuf ou d'autres animaux.

Propriétés. La graisse purifiée est insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther; les acides forts la dissolvent et la décomposent peu à peu : les alcalis s'y unissent, et cette combinaison forme un savon. On obtient la graisse pure en coupant le système graisseux, ou la poche qui renferme cette substance, en petits morceaux, et les lavant ; on les fait ensuite fondre dans un vase de peu de profondeur avec de l'eau, et on les tient à l'état de fusion jusqu'à ce que l'eau, soit complètement évaporée. Les diverses espèces de graisse se liquéfient à des températures différentes. Le lard fond à 36°, mais la graisse qu'on extrait de la viande exige une température de 52° : si on la chauffe jusqu'à 204°, elle répand d'abord une fumée blanche qui devient plus abondante et plus désagréable à mesure que la chaleur augmente ; elle prend en même temps une couleur noirâtre, ce qui est dû, sans doute, à ce

qu'elle est en partie décomposée et à ce qu'il se développe du charbon. Si alors on la laisse refroidir, elle devient plus cassante et plus solide qu'auparavant. A la distillation dans une cornue, le saindoux ou l'axonge fournit d'abord une certaine quantité d'eau, puis une huile blanche qui se solidifie dans le récipient en petits globules arrondis, et il reste dans la cornue une masse noire; pendant toute l'opération, il passe en abondance du gaz hydrogène carboné et du gaz carbonique qui ont une odeur extrêmement fétide : lorsqu'on délute l'appareil, il se répand une odeur si forte et si désagréable qu'il est impossible de la supporter. On supposait autrefois que cette odeur était due à un acide particulier appelé *acide sébacique* formé dans la distillation; mais M. Thénard a prouvé que c'est une erreur : on doit donc l'attribuer à de l'huile empyreumatique. L'odeur ne disparaît pas de suite : pendant la distillation il se dégage de l'acide acétique ainsi qu'un peu d'acide sébacique qu'on trouve en dissolution dans le récipient mêlé à l'huile; ces produits démontrent que les principes élémentaires de la graisse sont l'hydrogène, l'oxigène, le carbone.

Lorsqu'on verse un peu d'acide nitrique sur de la graisse et qu'on l'expose ainsi à une douce chaleur, l'acide abandonne une partie de son oxigène et convertit la graisse en un onguent jaune, solide, cassant, connu en médecine sous le nom de *pommade oxigénée*, que Fourcroy regarde comme un oxide de graisse et qu'on emploie avec succès dans les affections herpétiques. La graisse dissout un peu de soufre et de phosphore : ce dernier est assez rapidement converti en acide phosphatique.

PRINCIPES IMMÉDIATS. Ce produit animal donne les mêmes principes que les huiles végétales : il est composé de la matière huileuse dont nous avons parlé, qui reste solide à la température ordinaire et qui fond à —7° (*élaïne*), de la substance également huileuse (*stéarine*) beaucoup moins fusible, car elle ne se liquéfie qu'à 38°.

Ces deux principes par eux-mêmes n'ont rien de très important, mais leur découverte qui est due à M. Chevreul a permis d'expliquer, comme nous l'avons vu, la formation des savons. Ces deux principes par la saponification, donnent naissance aux acides *margarique* et *oléique*. Ces acides susceptibles de former des sels n'offrent rien qui nécessite un examen particulier.

Usages. Les matières grasses servent particulièrement à la fabrication des chandelles destinées à notre éclairage; on emploie alors particulièrement les suifs de mouton et de bœuf. La théorie de l'éclairage par une chandelle n'offre aucune difficulté.

Toute flamme qui se dégage d'un corps soumis à l'action du feu est due à la combustion de l'hydrogène plus ou moins pur suivant les matières employées et les circonstances où la flamme se développe. Si la combustion est complète la flamme est brillante; dans le cas contraire une partie de la matière susceptible de produire de la chaleur et de la lumière n'est qu'imparfaitement brûlée, les parties bitumineuses se volatilisent; le charbon divisé en particules très ténues s'échappe et constitue la fumée. Il résulte de là qu'un dépôt de noir de fumée indique une combustion incomplète.

La lumière artificielle est toujours produite par la flamme, et cette dernière est due à l'hydrogène carboné. Il n'existe donc qu'une très légère différence entre l'éclairage moderne par le gaz de l'huile et l'ancien mode au moyen des chandelles : dans le premier cas, le gaz produit par la décomposition de la substance huileuse se rend dans le gazomètre, puis est conduit dans les becs qu'il doit alimenter, et son ignition constitue la flamme ou la lumière. Dans le deuxième cas la matière grasse est liquéfiée par la chaleur; elle acquiert un mouvement d'ascension dans le coton, résultat de l'attraction capillaire; arrivée au point d'ignition elle est décomposée, donne de l'hydrogène carboné dont l'inflammation constitue la lumière. Telle est la théorie claire et précise de l'éclairage par les chandelles : leur fabrication n'est

ensuite qu'une opération accessoire. On fait deux espèces de chandelles : 1° moulées ; 2° à la baguette. Dans les deux cas le suif est fondu, et on y ajoute un peu de cire pour lui donner de la consistance, de l'alun pour le blanchir : il est ensuite coulé dans des moules qui reçoivent à leur centre une mèche de coton, ou bien la mèche est trempée à plusieurs reprises dans le suif en fusion qui y adhère en formant plusieurs couches : ce sont les chandelles les plus communes.

Des Tendons, des Ligamens, des Membranes, des Cartilages, etc.

Toutes ces substances se transforment en gélatine par une longue ébullition : les os d'un animal très jeune ne sont formés que de cartilages ; ils se durcissent ensuite par l'intussusception des sels calcaires. Dans les enfans rachitiques les sels calcaires sont absorbés et les os deviennent cartilagineux.

Des Cheveux, des Poils, des Plumes, de la Soie, etc.

Les poils et les cheveux sont composés de gélatine et d'albumine coagulée, de phosphate et de carbonate de chaux, d'oxides de fer et de manganèse. La matière colorante des cheveux paraît être, suivant les expériences de Vauquelin, une huile d'un vert noirâtre dans le cheveu noir, rouge dans le cheveu rouge, et blanche dans les cheveux blancs : ces derniers contiendraient en outre du phosphate de magnésie. Vauquelin suppose que le fer sulfuré contribue à la couleur du cheveu foncé : enfin il attribue à la présence d'un excès de soufre la propriété qu'ont les cheveux d'une teinte peu foncée de devenir noirs avec les dissolutions d'oxides métalliques. Soumis à la distillation, les cheveux donnent de l'huile, du carbonate d'ammoniaque, du charbon ; ils sont peu susceptibles de putréfaction, ils se dissolvent dans l'eau pure au-dessus de 100, ou dans l'eau chargée d'une petite quantité de potasse caustique ; l'acide nitrique les décompose.

Les plumes paraissent avoir les propriétés que l'on remarque dans les cheveux; cependant on n'a pu, par une ébullition prolongée, observer aucunes traces de gélatine.

La soie est une production due à plusieurs espèces de chenilles, particulièrement le *phalena atlas* et le *phalena bombyx* : elle est en fils déliés blancs, jaunes ou rougeâtres : ces fils sont recouverts d'un vernis auquel la soie doit son élasticité; outre le vernis, la soie contient une substance résineuse, de la cire, etc., etc. On n'a que très imparfaitement examiné les propriétés de la soie elle-même.

De la Peau.

Le système organique des animaux est recouvert d'une enveloppe plus ou moins épaisse, qui a pour objet principal de le garantir de l'action des agens extérieurs. Cette enveloppe constitue la *peau* : revêtue de poils chez les quadrupèdes, de plumes chez les oiseaux, elle est en général nue, douce et flexible chez l'homme. La prévoyance de la nature se remarque dans les moindres détails : la longueur et la finesse des poils se proportionne pour ainsi dire à l'âpreté des climats et à la destination de l'animal; les bêtes incapables de se garantir des rigueurs du froid sont revêtues d'une fourrure épaisse; chez l'homme, au contraire, la peau des organes essentiels seulement se recouvre d'un poil léger. La tête de l'enfant se garnit de cheveux; peu après sa naissance, et si l'enfant parvient à l'âge viril, les parties génitales, la poitrine présentent le même phénomène.

La peau se compose en général de trois parties : 1° *l'épiderme*, ou couche extérieure, est mince, blanche, élastque, et paraît être une modification particulière d'albumine coagulée; il est insoluble dans l'eau bouillante et dans l'alcool : les acides les plus forts l'attaquent à peine, la potasse et la soude le dissolvent;

2° le *tissu réticulaire*, situé immédiatement au-dessous : la nature de ce tissu est peu connue ; on sait seulement que la couleur noire des nègres est due à une substance colorante particulière qui existe dans le tissu réticulaire : cette substance jaunit par l'action du chlore. Le docteur Beddoës fit plonger les doigts d'un nègre dans une eau imprégnée de chlore : la couleur noire disparut, et se rétablit ensuite dans l'espace de quelques jours ; 3° le *derme*, ou *vraie peau*, est une membrane sous-jacente, dense, épaisse et composée de fibres entrelacées, ayant la texture d'un feutre. Le derme soumis quelque temps à l'action de l'eau en pleine ébullition se transforme en gélatine, se dissout complètement, et forme une liqueur visqueuse, qui par évaporation constitue la colle-forte : la vraie peau serait donc de la gélatine dans un état particulier.

La peau sert à faire les diverses *colles-fortes* ; combinée avec un principe astringent par l'opération appelée *tannage*, elle constitue le cuir : de là résultent deux fabrications importantes que nous examinerons avec quelques détails.

Des Colles-fortes.

La colle-forte est une substance cornée, demi-transparente, plus ou moins colorée, que l'on obtient en traitant les rognures de peau, les vieux parchemins, les sabots et autres débris animaux. On procède de la manière suivante : les matières sont d'abord lavées avec une eau de chaux destinée à les débarrasser des graisses et autres impuretés qu'elles peuvent contenir ; elles sont ensuite lavées à grande eau, autant que possible dans l'eau courante, puis on les met dans une chaudière où on les soumet à une ébullition prolongée ; quelques personnes prétendent que l'on ne doit pas faire bouillir. On écume avec soin ; lorsque la dissolution est opérée, on fait passer le liquide à travers des mannes d'osier ou de la paille, la colle filtre et arrive

dans une cuve placée au-dessous ; on remet sur le feu et on concentre au degré convenable. La colle est alors versée dans des moules de bois découverts où elle refroidit en prenant la forme d'une plaque, on la coupe ensuite en morceaux ou tablettes, on achève de la faire sécher puis on l'enfile avec des ficelles et on la livre au commerce.

Pour se servir de cette colle il faut la briser et la mettre tremper dans de l'eau froide pendant vingt-quatre heures ; lorsqu'elle est suffisamment ramollie, on la fait fondre sur le feu et mieux au bain-marie, elle forme une solution visqueuse que l'on applique avec un pinceau sur les deux pièces que l'on veut attacher l'une à l'autre ; la colle en refroidissant sèche et fait adhérer les morceaux entre eux.

La colle à bouche dont on se sert dans la plupart des arts graphiques est un composé de parties égales de belle colle-forte et de sucre, aromatisé quelquefois avec une huile volatile agréable.

La colle de poisson s'extrait de certaines parties des entrailles de plusieurs poissons et surtout de l'esturgeon ; la plus estimée est celle que l'on tire de Russie ; elle est sous plusieurs rapports préférable à la colle-forte, aussi a-t-on cherché à la remplacer par la colle ou gélatine des os.

Du Tannage.

Cette opération est basée sur l'affinité qu'ont les parties gélatineuses de la peau pour le tannin, qui est un principe astringent de l'écorce de chêne et d'autres substances végétales. Le composé qui résulte de la combinaison de ces deux substances est le cuir.

Il est bien prouvé que si l'on ne fait pas sécher promptement les peaux, elles se putréfient et ne sont par conséquent propres à aucun usage ; mais alors même que la dessiccation a lieu, qu'elle est rapide et complète, les peaux ne peuvent servir à fabriquer des souliers et une foule d'autres objets : elles absorbent

l'humidité et se détruisent très vite par le frottement. C'est pour remédier à ces deux inconvéniens qu'on leur fait subir des manipulations qui les rendent capables de résister à la putréfaction, moins perméables à l'eau, plus fermes à la fois et plus flexibles, de manière qu'elles peuvent être travaillées avec plus de facilité et qu'elles s'usent moins promptement.

L'art du tanneur comprend plusieurs parties : les unes sont de simples opérations mécaniques, les autres de véritables combinaisons chimiques ; nous indiquerons les premières, nous insisterons davantage sur les secondes.

La première chose à faire sur les peaux fraîches est de les écorner, d'enlever les corps étrangers qui y adhèrent, et de les laver à la rivière.

La seconde opération a pour objet d'enlever le poil qui couvre la peau ; ce poil est insoluble dans l'eau, et pour le séparer il faut d'abord diminuer son adhésion à la peau, soit par l'emploi des alcalis ou acides, soit par un commencement de putréfaction. Si l'on préfère les alcalis, c'est la chaux qu'on emploie ; à cet effet, on introduit les peaux dans une fosse où se trouve de la chaux vive, on verse de l'eau de manière à former un lait de chaux dans lequel trempent les peaux : les fosses sont de trois espèces, suivant la force du lait de chaux ; on les plonge d'abord dans le mélange le moins fort, puis successivement dans les fosses suivantes : le temps qu'elles y restent varie avec leur nature, la température, la force de la liqueur alcaline.

On peut aussi dépiler les peaux en les plongeant dans une liqueur acide que l'on prépare en faisant aigrir par de la levure un mélange de farine d'orge et d'eau tiède. D'autres tanneurs emploient de l'eau aiguisée par de l'acide sulfurique : ce procédé se répand et paraît devoir être avant peu le plus généralement suivi.

Quelle que soit la manière d'exécuter cette opération, elle a pour but de gonfler les peaux, de

les ramollir, d'ouvrir leurs pores, de sorte que l'on peut facilement en séparer le poil. On place à cet effet les peaux sur un chevalet, et à l'aide d'un couteau rond on enlève non-seulement le poil, mais même l'épiderme qui ne s'unissant pas au tannin empêcherait cette substance de se combiner également avec la partie gélatineuse de la peau.

Après cette opération que l'on appelle *débourrement*, les peaux sont plongées dans une eau courante où elles se ramollissent. On les sort, on les repasse avec le couteau rond, on les retrempe de nouveau.

Les peaux destinées à former un cuir doux, flexible, sont de suite soumises au tannage; celles au contraire qui doivent constituer un cuir fort tel que le cuir à semelles subissent avant d'être tannées une autre opération qui a pour but d'ouvrir davantage leurs pores afin que le tannin pénètre plus facilement et en plus grande abondance. Cette opération appelée *gonflement* s'exécute simplement en trempant les peaux dans une faible dissolution acide ou alcaline.

Après le gonflement on procède au *passement*, qui se fait en tenant les peaux pendant quelque temps dans une eau qui a traversé à plusieurs reprises du vieux tan et s'est chargée des parties solubles de la tannée.

Toutes les substances végétales astringentes contiennent le tannin. Celles qui en renferment le plus sont les écorces de chêne, d'aulne, de saule; l'écorce du chêne contenant une plus grande proportion de ce principe et étant la plus commune est généralement employée; on enlève l'écorce au bois abattu, ou même au bois sur pied; on la fait sécher en plein air et on la réduit dans des moulins en poudre grossière; c'est cette poudre qui a reçu le nom de *tan*. On appelle *tannée* le tan qui a déjà servi.

Les méthodes pour employer le tan se réduisent à deux principales que nous allons exposer en donnant leur théorie : la plus ancienne et la plus généralement suivie consiste à former dans des cuves rondes ou car-

rées que l'on appelle fosses, et dont le bord est au niveau du sol, une couche de tannée de 16 centimètres sur laquelle on établit une autre couche de tan neuf de 27 millimètres ; on étend une peau sur la première couche, puis sur la peau on remet une couche de tan neuf de la même épaisseur, et ainsi successivement une peau et une couche de tan neuf que l'on foule bien sous les pieds jusqu'à ce que la fosse soit presque pleine ; on recouvre le tout d'une couche épaisse de tannée, et l'on fait couler de l'eau lentement par un conduit qui se rend jusque dans la partie inférieure. L'eau dissout le tannin et les principes solubles que contient l'écorce, pénètre les peaux, y dépose les substances qui se combinent avec la gélatine. Lorsque l'on juge que le tan est épuisé, ce qui a lieu au bout de deux ou trois mois, on retire les peaux, on ôte le tan de la fosse, et on y replace les mêmes peaux avec du tan neuf de la même manière que précédemment : on laisse les peaux dans ce second bain un mois de plus, puis on forme un troisième bain qui dure cinq mois, ce qui fait un an entier pour tout le tannage : quelques tanneurs même le font durer dix-huit mois.

Le second procédé inventé par M. Séguin est basé sur le principe que le tannin est le seul agent dans cette opération. Le tanneur remplit des tonneaux de tan neuf et les fait traverser tous successivement par de l'eau qui, filtrant à travers le tan, se charge du principe le plus soluble, c'est-à-dire du tannin. Il obtient ainsi plusieurs solutions de force et de densité différente ; les peaux à tanner sont mises d'abord dans la solution moins chargée, puis dans une autre, et arrivent enfin dans la plus forte d'où elles sortent parfaitement tannées. Toute l'opération ne dure qu'un mois ; ce procédé qui date des temps de la révolution abrége infiniment la fabrication ; mais l'expérience prouve que les cuirs préparés ainsi sont moins flexibles, plus susceptibles de se gercer, de se rompre que le cuir tanné à la manière ordinaire ; c'est ainsi que

les souliers fournis à nos soldats à une époque célèbre se coupaient en peu de temps et que l'on vit les guerriers citoyens, luttant contre l'Europe, marcher pour ainsi dire pieds nus à la victoire : cette circonstance donna lieu, contre le fournisseur, à une accusation de friponnerie qui n'était pas sans doute méritée, mais qui fit presque entièrement abandonner son procédé.

Il paraît que les deux principes, l'extractif et le tannin, sont nécessaires pour opérer un bon tannage ; le tannin en donnant de la force, de la solidité, l'extractif en donnant de la souplesse au cuir. Dans le procédé de M. Séguin, ses dissolutions très saturées de tannin contiennent peu d'extractif, substance beaucoup moins soluble ; elles tannent très rapidement, mais donnent un cuir de qualité inférieure par le manque de quelques matières végétales contenues dans l'écorce qui se dissolvent par l'ancien procédé. Il paraît d'ailleurs nécessaire que la peau soit long-temps exposée au contact du tan, pour que les substances solubles pénètrent dans l'intérieur.

Lorsque le tannage est complet, on retire les peaux des fosses, on les laisse égoutter, et on les passe entre deux cylindres de fer pour les rendre flexibles ; on les suspend ensuite dans un endroit aéré jusqu'à ce qu'elles soient parfaitement sèches. Les plus petites passent alors entre les mains du corroyeur qui les rend flexibles et les égalise : cette opération consiste à les tremper, les couper, les roguer, les nettoyer, les étendre et les graisser avec de l'huile. On noircit le cuir avec une composition de noir de fumée, d'huile et de suif, que l'on étend avec force sur le côté charnu ; à cette époque le cuir est propre à la vente.

Des peaux de mouton. On prépare de la manière suivante les peaux de mouton que l'on emploie dans la ganterie, la reliure des livres, etc., etc. Après les avoir tondues, on les trempe d'abord dans l'eau pour les dépouiller de toute impureté ; on les place

sur le chevalet le poil en dessous, et on racle le côté de la chair avec le couteau rond ; on les pend dans des chambres fermées, dont la température est élevée à 30 degrés environ ; là, elles éprouvent une légère putréfaction qui détache la laine, et fait sortir une matière huileuse que l'on emporte avec le couteau rond sur le chevalet. On trempe alors les peaux dans des fosses remplies d'un lait de chaux pour les rendre fermes et leur donner de la consistance : on les laisse en cet état un mois ou six semaines selon les circonstances. Lorsqu'elles sont retirées, on les égalise sur le côté charnu avec un couteau : on les trempe ensuite dans un bain de son et d'eau où elles subissent une légère fermentation, se dégorgent et deviennent plus légères. Pour donner du lustre à la surface extérieure des peaux, on les foule dans une cuve de bois qui contient une dissolution de jaunes d'œuf que l'on a préalablement bien battus ; lorsque cette dissolution devient limpide, c'est une preuve que les peaux ont absorbé la matière colorante. Elles sont alors converties en cuir que l'on suspend à des crochets dans des pièces chaudes : quand les peaux sont sèches, on les polit avec des mains de fer chauffées.

Les peaux ainsi préparées et que l'on destine à faire du maroquin peuvent se teindre par l'immersion dans un bain où l'on a fait dissoudre de la fiente de chien ou de pigeon, puis dans le bain colorant : 1° *en rouge :* on les plonge dans un bain d'alun et de cochenille à la température de 76 à 82° c., et on les agite jusqu'à ce qu'elles soient suffisamment teintes; on les passe ensuite successivement dans un bain de sumac et de safran ; 2° *en noir :* on les plonge aussitôt après les avoir lavées dans un bain de sumac, et on les frotte ensuite sur le côté du grain avec une brosse roide que l'on trempe dans de l'acétate ou pyrolignite de fer.

Pour donner à ces peaux le grain ou le poli du maroquin, on les graisse avec de l'huile ; on les étend sur un établi, on les frotte avec une forte pièce de verre

convexe : le cuir étant devenu par ce moyen plus compacte, on le presse en le faisant passer sous un cylindre de buis dont la surface est rayée ou semée de grains. Les peaux de chèvre se tannent, s'apprêtent et se teignent de la même manière que les peaux d'agneau ; seulement on les travaille avec le poil qui n'est pas estimé comme la laine.

Du vrai maroquin. On n'emploie que les peaux de chèvre. Lorsqu'elles sont nettoyées et débourrées, on leur fait subir une fermentation partielle dans un bain de son, et on les tient ensuite plongées, pendant cinq à six jours, dans un bain de figues blanches bien délayées. Il est alors nécessaire de les tremper dans une dissolution de sel et d'eau pour les disposer à recevoir la teinture : le rouge s'applique avec l'alun et la cochenille, le noir avec le sumac et une dissolution de fer, le jaune avec l'alun et l'écorce du grenadier ; on les tanne et on les graisse comme les peaux de mouton.

Du cuir de Russie. On débourre les peaux de veau en les raclant après leur macération dans une liqueur alcaline ; on les lave à grande eau, et on les plonge dans un mélange de ce liquide et de gruau d'avoine, où on les tient jusqu'à ce qu'une légère fermentation se soit établie. Le tannage se fait ensuite avec l'écorce de bouleau, et les peaux tannées sont rendues flexibles au moyen de l'huile ; elles sont ensuite frottées plusieurs fois avec le produit de la distillation de la première écorce de bouleau ; c'est à cette substance qu'elles doivent l'odeur agréable qui leur est particulière et qui les préserve des vers ; le cuir de Russie conserve cette odeur plusieurs années, aussi le recherche-t-on dans les belles reliures : les lignes transversales que l'on y remarque sont tracées en roulant sur la face grenue un cylindre de fer d'un poids considérable.

On prépare à Astrakan un très beau cuir avec la peau de daim ou de chèvre ; l'opération est analogue

à celle que l'on pratique sur les peaux de mouton : ce cuir est teint en rouge par son immersion dans un bain de cochenille contenant une plante alcaline commune dans les steppes ; on le passe ensuite dans une solution d'alun et on le tanne. Le granulé du cuir se fait par un instrument en fer, d'un poids considérable et garni de dents émoussées.

4ᵉ SECTION.

De quelques Produits particuliers.

Ces produits sont : 1° la cochenilline ; 2° la cantharidine ; 3° quelques résines animales.

De la Cochenilline.

La cochenille est un insecte qui vit au Mexique, et se nourrit des feuilles de diverses espèces de cactus. Le docteur John en a fait l'analyse ; elle contient :

Cochenilline.	50,00
Gelée.	10,5
Cire particulière. . . .	10,0
Matière gélatineuse. .	14,0
— brillante. . . .	14,0
Sels.	1,5
	100

La cochenilline est la matière colorante de la cochenille, elle est d'un beau rouge carmin ; soluble dans l'alcool et dans l'éther.

De la Cantharidine.

La cantharidine est le principe vésicant de la cantharide ; il est en petites lames, ayant une apparence micacée éclatante ; est insoluble dans l'eau, l'alcool froid, soluble dans l'alcool bouillant dont il est précipité

par le refroidissement ; il se dissout dans les huiles, l'éther, et leur communique ses propriétés vésicantes.

Des Résines animales.

On distingue parmi ces produits : 1° l'ambre gris ; 2° le castoréum ; 3° la civette ; 4° le musc.

De l'ambre gris. Substance résineuse, grise, plus légère que l'eau, d'une odeur douce extrêmement agréable, fusible à 5°, volatile à 100° et donnant alors un très faible résidu charbonneux : l'ambre gris se trouve flottant à la surface des mers.

On n'est pas d'accord sur l'origine de l'ambre gris ; cependant on croit généralement aujourd'hui que c'est une concrétion morbide qui se forme dans les intestins du cachalot (physeter macrocephalus). M. Bouillon-Lagrange qui en a fait l'analyse a trouvé que 3820 parties d'ambre gris renferment :

Adipocire........	2016
Substance résineuse	1167
Acide benzoïque...	425
Carbone.........	212

Du castoréum. Substance jaune et presque liquide dans le corps de l'animal, mais qui prend une consistance de résine épaisse et a une couleur rougeâtre à l'air libre, et surtout lorsqu'on la fait chauffer dans les cheminées comme c'est l'usage. Elle perd par la chaleur son odeur qui est très forte mais très volatile. Le castoréum se trouve dans les régions inguinales du *castor fiber*. Cet animal porte quatre poches, deux grosses et deux petites ; les premières seules contiennent le vrai castoréum. On doit encore à M. Bouillon-Lagrange l'analyse de cette matière ; elle est composée de mucilage, d'un extrait amer, de résine, d'une huile essentielle qui paraît être le principe de l'odeur qui la caractérise et d'une matière cristalline analogue à l'adipocire des calculs biliaires.

De la civette. Substance odorante qui se rassemble dans une bourse ou poche située entre l'anus et les parties de la génération d'un quadrupède carnivore sauvage qui se rencontre dans la Chine et autres parties de l'Asie : on l'appelle chat-civette, mais il ressemble plus au renard et à la martre qu'au chat.

Plusieurs de ces animaux furent transportés en Hollande, où ils ont été l'objet d'un commerce considérable particulièrement à Amsterdam. On extrait la civette de la poche de l'animal, tous les jours en été et deux fois par semaine en hiver : la quantité extraite chaque fois varie de 2 a 4 grains. La bonne civette est brune-rougeâtre, d'une consistance de miel ; elle doit avoir une saveur âcre et répandre une odeur très forte; cette odeur tout-à-fait malfaisante lorsque le suc n'est pas mélangé, devient agréable lorsqu'il est mêlé avec une grande quantité d'autres substances.

La civette que j'ai classée dans les résines ne paraît pas cependant de nature résineuse, car elle se dissout dans les huiles et est presqu'insoluble dans l'alcool.

Du musc. Substance rouge-brunâtre, formée de petits grains onctueux au toucher, d'une odeur très forte, d'une saveur amère, soluble dans l'eau et dans l'alcool. On la trouve dans une poche située à la région ombilicale du *moschus moschiferus*. Le musc du commerce est quelquefois falsifié avec du sang desséché, du sable, etc. Dans le premier cas, il dégage une odeur ammoniacale lorsqu'on le projette sur une pelle rouge. Le toucher rude et grenu qu'il offre découvre facilement la fraude dans la seconde sophistication.

5e SECTION.

Des Matières fecales.

Les alimens introduits dans l'estomac éprouvent divers genres d'altérations, arrivent dans le duodénum et

se divisent en deux substances distinctes, le *chyle* et la *matière fécale* : cette dernière parcourt les gros intestins et est rejetée au dehors par l'*anus*. Les excrémens doivent être nécessairement formés des parties qui n'ont pu servir à la nutrition, et ces parties ont été plus ou moins altérées par l'action des agens qui ont concouru à la digestion et à leur séparation des substances nutritives.

Le désir de répandre quelque lumière sur les phénomènes qui ont lieu dans l'acte digestif a pu seul déterminer les chimistes à entreprendre des recherches sur la matière fécale et à surmonter le dégoût qu'ils devaient éprouver dans leurs expériences ; mais ils n'ont été dédommagés par aucune découverte importante de ce que leur travail avait de rebutant. Les essais les plus remarquables sont dus à MM. Berzélius, Vauquelin, Thaër et Einhof ; le premier analysa en 1806 les excrémens humains ; on doit au deuxième une analyse exacte des excrémens de poule ; MM. Thaër et Einhof examinèrent les principes constituans des excrémens de bestiaux nourris à l'étable. Je rapporterai seulement les résultats du premier et du dernier.

ANALYSE DES EXCRÉMENS HUMAINS, PAR M. BERZÉLIUS.

Eau	73,3
Débris de végétaux et d'animaux	7,0
Bile	0,9
Albumine	0,9
Matière extractive particulière	2,7
Sels	1,2
Matière visqueuse composée de picromel, de matière animale particulière et de résidu insoluble	14,0
	100,0

MM. Thaër et Einhof soumirent à l'analyse 286

parties d'excrémens de bestiaux nourris à l'étable ; la composition fut ainsi qu'il suit :

Eau......................................	206
Matière fibreuse jaunâtre ayant les propriétés des fibres de plante........	39
Substance visqueuse ayant l'odeur de la bile de bœuf	31
Matière brunâtre de saveur amère..............	6.
Sels et oxides métalliques........................	4
	286

6e SECTION.

Des Fonctions animales.

L'homme, a-t-on dit, est une intelligence servie par des organes : cette définition me paraît exprimer assez heureusement la nature de l'homme et le rôle qu'il est appelé à jouer sur la terre. L'homme se compose donc d'une partie intellectuelle et d'une partie physique, et de là résultent deux genres de fonctions : 1° fonctions de la vie intellectuelle ; 2° fonctions de la vie nutritive ou animale. Les premières sont enveloppées de ténèbres, et tous les travaux des métaphysiciens n'ont pas éclairci la question ; les deuxièmes comprennent la nutrition, la respiration, la circulation, les sécrétions, l'exhalation, l'excrétion et l'assimilation : ces fonctions de la vie nutritive sont intimement liées aux premières, et par suite nos idées sur ces causes ne sont rien moins que mathématiques. Cependant si l'on considère : 1° que la nutrition et la respiration s'exécutent sur des corps matériels ; 2° que l'assimilation supplée à la perte journalière qu'éprouvent nos organes, et par conséquent forme des corps également matériels, on concevra facilement que les regards des chimistes ont dû se fixer particulièrement sur ces trois fonctions.

dans l'espoir que la chimie offrirait quelques lumières sur ce genre de phénomènes; ce sont en effet les fonctions qui ont été particulièrement étudiées, et j'essaierai de tracer en peu de mots un aperçu des travaux entrepris sur cette partie.

De la Nutrition.

Les principes nutritifs sont en très grand nombre; on distingue particulièrement : 1° dans les principes végétaux, les fécules amylacées, les sucres, les gommes; 2° dans les principes animaux, la gélatine, l'albumine, etc., etc. : il existe enfin parmi les corps plusieurs substances qui, loin d'entretenir la vie, la détruisent; on les connaît sous le nom de *poisons*. C'est au médecin légiste qu'il appartient d'étudier leur action sur l'économie animale.

Presque tous les animaux quadrupèdes ou oiseaux s'approprient un genre particulier de substances nutritives : les uns se nourrissent exclusivement de végétaux et sont appelés *herbivores*; d'autres se nourrissent exclusivement de chair musculaire et portent le nom de *carnivores*. L'homme est *herbivore* et *carnivore* : cette faculté qui augmente le nombre de ses moyens d'existence se retrouve chez plusieurs animaux. La nourriture de l'homme se compose de chair musculaire, de graines céréales et d'une grande variété de fruits.

Quel que soit le mode de nutrition de l'animal, l'aliment est introduit dans la cavité buccale, est réduit en une bouillie pulpeuse à l'aide des dents et de la salive chez l'homme et chez plusieurs animaux, et par des méthodes différentes chez d'autres. Cette pulpe passe dans l'œsophage, et descend dans l'estomac par un mouvement particulier que les physiologistes appellent *péristaltique* : elle est convertie, dans cet organe, en une matière molle qui ne ressemble plus à l'aliment : on a donné à cette matière le nom de *chyme*.

Quelle est l'action qui a lieu dans la transformation

de l'aliment en chyme? par quel mécanisme, ou par quel agent s'opère cette conversion? Plusieurs hypothèses se sont succédées : selon les unes cette conversion est due à l'action mécanique de l'estomac; selon d'autres à une espèce de fermentation, à l'action dissolvante d'un suc particulier. Toutes ces hypothèses n'ont pu soutenir l'examen : 1° l'estomac n'agit pas mécaniquement : dans cette supposition le chyme serait l'aliment parfaitement broyé, sans altération, et semblable à la masse pâteuse que l'on obtiendrait par la trituration faite hors du corps du même aliment; 2° l'espèce de fermentation que l'on a voulu admettre ne peut être établie comme cause de la production du chyme. D'ailleurs, dire que les alimens subissent une fermentation particulière et se convertissent en chyme, ce n'est pas résoudre mais bien reculer la difficulté; car il s'agira de reconnaître quelle peut être la nature de cette fermentation; 3° l'opinion qui admet l'action d'un liquide dissolvant (suc gastrique) a pour elle de grandes autorités : il suffit de citer Réaumur et Spallanzani, et cependant ces savans ont à peine constaté que la formation du chyme est due à l'action d'un liquide. Si l'on met des alimens dans des tubes exactement fermés, ces substances introduites dans l'estomac n'éprouvent que les changemens qu'elles auraient subis hors du corps à la même température; mais si les tubes sont percés de petits trous, les alimens se convertissent en chyme. Quel est ce suc gastrique? personne ne l'a vu, puisque les uns l'ont trouvé acide, tandis que d'autres ont assuré qu'il ne l'était pas; il ne paraît pas même que le suc gastrique de Spallanzani ait la propriété de dissoudre les alimens; il se putréfie rapidement ainsi que les corps qui y sont plongés. Nous ne connaissons donc pas l'action par laquelle l'aliment se transforme en chyme : cette cause est aussi inconnue que l'action vitale elle-même.

Le chyme passe dans le duodénum, reçoit par le canal cholédoque la bile et le suc pancréatique. Ces

substances mélangées réagissent chimiquement sur le chyme et le convertissent en deux composés très différens, le *chyle* et la *matière excrémentielle.*

Plusieurs savans prétendent que la bile est nécessaire pour séparer le chyle des matières fécales. Cette opinion qui est celle de Fourcroy paraît assez probable ; ce chimiste suppose que la bile s'unit à la matière fécale, et qu'elle est indispensable pour opérer sa séparation du chyle. Cette opinion paraît confirmée par les expériences de Berzélius, qui assure avoir trouvé les principes constituans de la bile dans les matières excrémentielles. Cependant des observations médicales constatent que des individus chez lesquels les canaux biliaires étaient obstrués ont vécu long-temps dans cet état.

Le chyle est absorbé par une série de suçoirs appelés *chylifères.* Il est conduit dans un gros vaisseau (canal thoracique) où il reçoit la *lymphe* qui est amenée dans le même canal par les *vaisseaux lymphatiques.* La nature chimique de la lymphe est inconnue ; les uns admettent qu'elle contient de l'albumine, d'autres assurent le contraire. Dans l'homme et dans beaucoup d'autres animaux, le canal thoracique s'abouche à la jonction des veines sous-clavière et carotide gauches : le chyle et la lymphe sont directement versés dans le sang, conduits au cœur et passent ensuite dans les poumons où ils éprouvent les changemens produits par l'acte respiratoire, phénomènes dont l'ensemble constitue la respiration.

De la Respiration.

La respiration est l'acte par lequel tout animal expire ou inspire une certaine quantité d'air atmosphérique : cet acte d'une nécessité indispensable, commence et finit avec l'animal, car s'il est suspendu quelque temps, l'animal est asphixié et succombe. Cette asphixie peut arriver de six manières différentes :

1° si l'animal est plongé dans le vide; 2° s'il inspire un gaz impropre à la respiration; 3° s'il est dans l'eau; 4° par une opposition mécanique à l'introduction de l'air dans les poumons; 5° si l'on a supprimé la respiration par la coupe des nerfs qui portent le sentiment à cette fonction; 6° par la suppression des puissances musculaires elles-mêmes.

L'air atmosphérique est le seul gaz qui puisse être inspiré continuellement: l'oxigène produit une chaleur trop intense; les gaz impropres à la respiration sont de deux espèces; 1° les gaz délétères qui tuent à la manière des poisons; 2° les gaz non délétères qui n'ont aucune propriété vénéneuse, mais qui sont un obstacle mécanique à l'introduction de l'air dans les organes respiratoires: tels sont l'hydrogène, l'azote, le protoxide d'azote, l'hydrogène carboné et l'oxide de carbone.

L'acte respiratoire chez l'homme et chez les animaux des classes supérieures s'opère par un mécanisme semblable: cette partie est très intéressante, et nous l'examinerons plus particulièrement en signalant autant que possible les différences qu'offre le même phénomène chez les animaux des classes inférieures.

La respiration s'exécute en dilatant la cavité thoracique par un mouvement particulier des muscles des côtes et du diaphragme: la surface du poumon reste appliquée aux parois de la cavité; il y a vide produit, l'air entre dans le poumon, *inspiration;* et par le rétablissement de la poitrine à son volume primitif l'air est chassé, *expiration.* Dans les oiseaux il n'y a pas de diaphragme: l'agrandissement s'opère par les muscles des côtes et de l'abdomen; chez d'autres animaux il n'y a pas de poitrine, mais un mécanisme analogue à celui de la déglutition.

Les expériences du docteur Menzies paraissent démontrer qu'on s'écarte peu de la vérité en admettant que les poumons contiennent 4,588 décimètres cubes; qu'ils se dilatent ou se contractent de 656 centimètres

cubes, et que conséquemment il entre où il sort 656 centimètres cubes d'air : si l'on suppose ensuite que l'homme fait, terme moyen, 20 inspirations par minute, on aura pour l'air entré ou sorti :

Par minute, 13,120 décimètres cubes.
Par heure, 787,200 *idem*.
En 24 heures, 19 mètres cubes, ou environ 24 kil.

Lorsque l'air entré dans les poumons en est expiré on reconnaît qu'il est dépouillé d'une portion de son oxigène ; plusieurs chimistes, Lavoisier, le docteur Menzies, Davy, ont fait des essais pour connaître la dose d'oxigène absorbé. Le premier terminait ses expériences sur cette partie lorsqu'il fut traîné à l'échafaud dans la tourmente révolutionnaire : les résultats qu'il obtint coïncidant avec ceux de Davy, me paraissent mériter toute confiance : il a calculé qu'un homme absorbe par inspiration 25,9 centimètres cubes d'oxigène, ce qui donne :

Par minute, 518 centimètres cubes.
Par heure, 31 décimètres cubes.
En 24 heures, environ 745 decimètres cubes.

Or l'oxigène forme les 0,21 de l'air atmosphérique : conséquemment un homme détruit en un jour ou rend irrespirable.

$$745{,}928 + \frac{100}{21} = 3{,}552 \text{ mètres cubes.}$$

La quantité d'oxigène absorbé par les animaux à sang froid et particulièrement les poissons est infiniment moins considérable : il résulte des expériences de MM. de Humboldt et Provençal que :

3 mars. Une tanche absorba en 1 h. 0,362 cent. cub. d'ox.
11 mars. Une tanche absorba en 1 h. 1,113 cent. cub. d'ox.

Le rapport avec l'homme est dans le premier cas de 31000 à 0,362 ou celui de 80000 à 1, et dans le deuxième cas de 30000 à 1 : on peut donc prendre terme moyen 50000, c'est-à-dire qu'un homme consomme 50000 fois plus d'oxigène qu'une tanche dans un temps donné.

L'air expiré des poumons a perdu une partie de son oxigène, et contient une certaine quantité d'acide carbonique, ce dont on peut s'assurer en recevant le gaz expiré dans de l'eau de chaux ou de barite : les proportions chimiques nous démontrent qu'un litre d'oxigène forme rigoureusement un litre d'acide carbonique, et si les 518 centimètres d'oxigène absorbés par minute étaient remplacés par 518 centimètres d'acide carbonique, l'acte respiratoire serait expliqué ; il aurait pour but d'enlever du carbone au sang, et ce carbone se serait uni à l'oxigène disparu pour former l'acide carbonique dégagé : malheureusement les expériences ne sont pas concluantes. Le docteur Menzies, Crawfurd, Thomson, Davy, admettent l'égalité des volumes, bien qu'elle ne résulte pas rigoureusement de leurs expériences ; Lavoisier trouva que le rapport entre l'oxigène absorbé et l'acide carbonique dégagé était de 20 à 16,5 ou de 20 à 17,3. La question est donc indécise et le devient d'autant plus que les changemens qu'éprouve le sang dans l'acte respiratoire s'explique facilement dans les deux hypothèses.

Le sang qui a reçu l'action de l'air dans les poumons éprouve les changemens suivans : 1° il acquiert une couleur rouge plus vive et le chyle disparaît ; 2° il perd une partie de son carbone. Ceux qui admettent l'égalité des volumes reconnaissent comme seule action que le carbone enlevé au sang s'est converti en acide carbonique ; ceux au contraire qui nient cette égalité admettent également la formation d'acide carbonique, et supposent que l'oxigène absorbé en excès *brûle* une partie d'hydrogène du sang et forme de l'eau.

L'air expiré des poumons contient une proportion

notable de vapeurs aqueuses, et cet effet se remarque particulièrement dans les temps froids ; la vapeur qui existe dans l'air expiré est frappée par l'air froid, ne peut conserver son état de fluide élastique et retombe sous forme de vésicules visibles : cette eau est un résultat de la transpiration pulmonaire ; la quantité que l'homme en émet dans un temps donné est assez variable ; cependant on peut reconnaître avec Hales, Lavoisier et Thomson, que cette quantité est de 590 à 630 grammes par jour.

La constance de température de l'homme et des animaux est un fait très remarquable : le corps de l'homme se maintient à 37° dans les zones glaciales aussi bien que dans la zone torride, c'est-à-dire à une variation de température de -40° à + 50° : la cause de ce phénomène paraît intimement liée à la respiration ; les animaux qui ne respirent pas ont une température de très peu supérieure à celle du milieu où ils vivent : tels sont les poissons et plusieurs insectes ; tandis que les oiseaux qui respirent proportionnellement plus d'air que l'homme ont une température uniforme de 39 à 40°. Cette constance de température n'est pas facile à expliquer ; elle paraît due à une portion de calorique latent, qui par l'effet de l'acte respiratoire passe à l'état sensible. Je ne rappellerai pas les travaux de MM. Edward, Chaussat, Brodie, Delaroche, Bérard et Despretz, sur cette question : je remarquerai seulement : 1° que si l'animal à sang chaud est plongé dans un air plus chaud que lui, sa transpiration pulmonaire et cutanée augmentant considérablement, la vaporisation produite peut compenser l'excès de chaleur qu'il reçoit ; 2° que s'il est dans un atmosphère froid, l'air inspiré étant plus dense, développe probablement plus de chaleur dans la circulation, et peut établir la même compensation.

De l'Assimilation.

L'assimilation est cette fonction par laquelle les principes constituans du sang réagissent l'un sur l'autre, et suppléent aux pertes qu'éprouvent journellement nos organes : ces changemens sont sans doute du domaine de la chimie ; mais pourquoi les substances nécessaires sont-elles toujours précisément celles qui se transportent à chaque organe du corps ? pourquoi la fibrine se dépose-t-elle toujours dans les muscles et le phosphate de chaux dans les os ? pourquoi un os carié reçoit-il plus de substances qu'il n'en recevrait à l'état sain ? ce serait ici renouveler les pourquoi de Voltaire : tout est inexplicable, tout nous échappe. Nous savons seulement que cette fonction s'exécute pendant un certain temps et diminue par degrés : le corps dépérit ; bientôt toute fonction cesse, l'animal meurt : à peine est-il mort que les agens chimiques qui concouraient comme instrumens à sa conservation, reprennent leur empire, décomposent, détruisent sa partie matérielle : ces changemens seront examinés dans la section suivante.

7e SECTION.

De la Fermentation putride, végétale et animale.

Tout corps organique, végétal ou animal, développe après sa mort une série de phénomènes dont l'ensemble s'appelle putréfaction : les produits de cette décomposition varient avec la nature du corps, mais sont analogues à ceux que donne la même substance distillée : ce sont l'hydrogène carboné, l'acide carbonique, etc., etc., pour les végétaux ; les mêmes gaz et l'ammoniaque pure ou carbonatée pour les animaux.

Les principes immédiats s'altèrent également ; mais leur composition influe considérablement sur la rapidité de la putréfaction : les gommes, les matières sucrées, les fécules amylacées et humides chez les végétaux ; les principes liquides chez les animaux se détruisent rapidement, tandis que les acides, les alcalis, les huiles, les résines, etc. dans les premiers; les graisses, les os dans les seconds, se conservent quelquefois un temps illimité.

On supposait anciennement qu'un corps organique renfermait un principe destructif ; mais il est actuellement prouvé qu'il doit être humide et frappé par l'oxigène pour se décomposer ; si même il a reçu l'action de l'oxigène, il suffit de l'exposer à une chaleur de 100° pour arrêter la putréfaction, et celle-ci n'aura lieu qu'après avoir renouvelé le contact entre le gaz et le corps organique. Cette découverte qui appartient à M. Appert est précieuse pour la conservation des alimens ; on place ces derniers dans des vases métalliques que l'on scelle hermétiquement, et on les soumet ainsi pendant deux heures à une chaleur de 100°, en les tenant immergés dans l'eau en pleine ébullition.

Le moyen donné par M. Appert est sans contredit le meilleur, mais il est en général assez dispendieux : on préfère quelquefois arrêter la putréfaction par l'emploi des antiseptiques ; ceux-ci sont en assez grand nombre : 1° le vinaigre : il suffit de plonger la substance à plusieurs reprises, et de la faire sécher après chaque immersion ; le corps se durcit, et peut, si la pénétration a été intime, se conserver très long-temps ; 2° le froid et la chaleur : les parties animales trouvées intactes en Sibérie et dans les déserts brûlans de l'Afrique en sont des exemples ; 3° le sublimé corrosif, l'alcool, le sel marin, les sels déliquescens, le sucre, le tannin, sont également de puissans antiseptiques.

Engrais. Lorsque dans une substance la putréfaction est arrivée à un certain degré, le résidu constitue les engrais qui sont d'un excellent emploi pour la fertilisation des terres. Les engrais animaux sont plus actifs,

mais en général l'action d'un engrais dépend de la nature du sol qui le reçoit : les terrains siliceux dévorent les engrais, tandis que les sols argileux les conservent pendant long-temps.

FIN

SYNONYMIE CHIMIQUE.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Acétate d'ammoniaque.......	esprit de mendérerus.
——— de plomb	sel de Saturne. sucre de Saturne. —— de plomb.
——— de potasse..........	terre foliée de tartre. ——— végétale.
——— de soude...........	terre foliée minérale.
Acide acétique	esprit de vinaigre. vinaigre radical.
—— benzoïque............	fleurs de benjoin. acide du benjoin.
—— borique..............	sel sedatif de Homberg. acide boracin. —— boracique.
—— carbonique...........	acide crayeux. —— aérien. air fixe. — méphitique.
—— chloriodique..........	chlorure d'iode.
—— chlorique.............	acide muriatique suroxigéné.
—— chloroxicarbonique.....	gaz phosgène. acide carbomuriatique. —— chlorocarbonique.
—— citrique	acide du citron. ——— citronnien.
—— ferrocyanique.........	acide chyazique ferruré.
—— fluosilicique..........	acide fluorique silicé. —— spathique.
—— hydrochlorique........	acide marin. —— du sel commun. —— muriatique. —— hydro-muriatique. esprit de sel.
—— hydrochloronitrique....	eau régale. acide nitromuriatique.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Acide hydrocyanique........	acide prussique. —— prussire.
—— hydrosulfurique........	gaz hépatique. — hydrogène sulfuré.
—— iodique	oxiodine.
—— nitreux..............	esprit de nitre fumant. acide nitreux rutilant.
—— nitrique..............	eau-forte. esprit de nitre.
—— oxalique..............	acide du sucre. —— de l'oseille. —— oxalin.
—— sébacique.............	acide du suif. —— benzoïque et matière particulière (Berzélius.)
—— silicique.............	silice.
—— sulfureux.............	esprit de soufre par la cloche. gaz acide sulfureux.
—— sulfurique............	huile de vitriol. acide vitriolique.
—— tartarique............	acide du tartre. —— tartareux.
Adipocire.................	sperma-ceti. blanc de baleine. substance grasse des cadavres.
Alcool	esprit de vin. —— ardent.
Alumine	terre de l'alun. base de l'alun. argile pure.
Amidon.	féeule amylacée.
Ammoniaque.	alkali volatil fluor. esprit de sel ammoniac.
Ammoniure de cuivre en dissolution	eau céleste.
Antimoine.	régule d'antimoine.
Antimonite de potasse........	antimoine diaphorétique.
Argent....................	Diane. lune.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Arsenic	régule d'arsenic.
Azote	air vicié. nitrogène. alcaligène. mofette atmosphérique.
Barite	barote. terre pesante.
Bismuth	étain de glace. régule de bismuth.
Carbonate de zinc naturel	calamine.
Carbone	charbon pur. diamant.
Cétine	blanc de baleine. sperma-ceti.
Chlorates	muriates suroxigenés. suroximuriates.
Chlorate de potasse	muriate suroxigené de potasse. hysuroximuriate de potasse.
Chlore	acide marin. —— muriatique oxigéné. gaz oximuriatique. chlorine.
Chlorures	muriates secs.
——— d'antimoine	beurre d'antimoine. muriate d'antimoine. deuto-hydrochlorate d'antimoine.
Chlorure d'argent	argent corné. lune cornée. muriate d'argent.
——— de cobalt	encre de sympathie. muriate de cobalt.
——— de potassium	muriate de potasse sec.
——— de sodium	sel marin. muriate de soude. sel de cuisine.
Chrômate de plomb	mine de plomb rouge. plomb rouge de Sibérie.
Cuivre	régule de cuivre. Vénus.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Cyanure d'argent...........	prussiate d'argent.
——— de mercure	——— de mercure.
Deuto-acétate de cuivre......	cristaux de Vénus. verdet cristallisé.
Deuto-arsenite de cuivre......	vert de Schéele.
Deuto-chlorure d'étain.......	liqueur fumante de Libavius. muriate suroxigené d'étain.
Deuto-chlorure de mercure ...	sublimé corrosif. muriate de mercure corrosif. muriate suroxigené de mercure.
Deuto-nitrate de fer.........	nitre martial.
Deuto-sulfate de cuivre.......	couperose bleue. vitriol bleu. ——— de Chypre.
Deutoxide d'arsenic..........	chaux d'arsenic. arsenic blanc. mort aux rats.
Deutoxide d'azote	gaz nitreux. oxide nitrique.
Deutoxide de fer...........	éthiops martial. oxide noir de fer.
Deutoxide de mercure.......	précipité rouge. ——— Perse. oxide rouge de mercure.
Deutoxide de plomb	minium. oxige rouge de plomb.
Etain...................	Jupiter. régule d'étain.
Ether hydrochlorique	éther marin. ——— muriatique.
Fer.....................	Mars.
Ferrocyanates..............	prussiates triples. chyazates ferrurés. hydrocyanates ferrugineux.
Ferrocyanate de potasse.......	alkali prussien. prussiate triple de potasse.
Fluate de barite............	fluor pesant.
Fluate de chaux............	spath fluor. fluor spathique.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Fluor	fluorine. phtore.
Gaz	airs, vapeurs. fluides aériformes.
Huiles fixes	huiles douces. —— grasses.
Huiles volatiles	huiles essentielles. essences.
Hydrates	combinaisons de l'eau avec un oxide métallique.
——— de chaux	chaux éteinte. —— délitée.
——— de potasse	pierre à cautères. potasse à la chaux. —— à l'alcool.
Hydriodates iodurés	hydriodates tenant de l'iode en dissolution.
Hydro-chlorates	muriates.
Hydro-chlorate d'ammoniaque	sel ammoniac. muriate d'ammoniaque.
Hydro-cyanates	prussiates.
Hydro-cyanate de fer ferruré	bleu de Prusse. —— de Berlin. prussiate de fer.
Hydrogène	gaz inflammable. phlogogène.
——— percarboné	hydrogure de carbone. gaz oléfiant.
——— proto-carboné	hydrogène oxicarboné. gaz inflammable des marais. bihydrogure de carbure.
——— perphosphoré	gaz phosphorique. hydrogure de phosphore.
Hydro-sulfates	hydrosulfures.
——— sulfurés	hépars. foies de soufre.
——— (sur) d'antimoine.	kermès.
——— (sous) d'antimoine.	soufre doré.
Iode	iodine.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Iodure d'azote	iode fulminant.
Manganèse.	régule de manganèse. manganium.
Mercure.	vif-argent.
Nitrates.	nitres.
Nitrate d'argent.	cristaux de lune. nitre lunaire.
———————— fondu	pierre infernale.
————de potasse.	nitre. salpêtre.
——————————fondu	sel de prunelle. cristal minéral.
Oxalate (acide) de potasse	sel d'oseille.
Oxides.	chaux métalliques.
Oxide de bismuth	magister de bismuth. blanc de fard. fleurs de bismuth.
—— de zinc	fleurs de zinc. laine ou coton philosophique. pompholix. nihil album.
Oxigène.	air vital. — air du feu. empyrée.
Percarbure de fer.	plombagine. grasellite. crayon noir.
Perchlorure d'étain	liqueur fumante de Libavius.
Peroxide de manganèse.	magnésie noire. pierre de Périgueux. savon des verriers.
——— de plomb	oxide puce de plomb.
Persulfure d'étain	or musif. —de Judée.
—————de mercure.	cinabre. vermillon.
Platine.	la platine.
Plomb	saturne.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Proto-chlorure de mercure....	mercure doux. sublimé doux. aquila alba. calomélas. panacée mercurielle. muriate de mercure doux. sous-muriate de mercure.
Protosulfate de fer..........	vitriol vert. —— martial. —— de fer. coupe-rose verte.
Protosulfure d'antimoine.....	antimoine cru. mines d'antimoine.
——————de cuivre.......	pyrite de cuivre.
——————de fer.........	—— de fer.
——————de mercure......	éthiops minéral.
——————de plomb......	pyrite de plomb. galène. alquifoux.
Protoxide d'antimoine.......	neige d'antimoine. fleurs d'antimoine.
—————d'azote...........	gaz oxide d'azote. ——— nitreux.
—————de chlore.........	euchlorine.
—————de mercure.......	éthiops perse. oxide noir de mercure.
—————de plomb.........	massicot. oxide jaune de plomb. litharge. oxide de plomb demivitreux
Soufre sublimé.............	fleurs de soufre.
Sous-acétate de plomb.......	extrait de saturne.
Sous-borate de soude........	borax. tinckal.
Sous-carbonate de chaux......	craie. pierre à chaux. marbre blanc. blanc d'Espagne.
—————— de magnésie....	magnésie blanche.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Sous-carbonate de plomb	blanc de plomb. —— d'argent. céruse. craie de plomb. oxide de plomb blanc.
——————— de potasse.	sel d'absinthe. — de tartre. alkali fixe végétal. potasse.
——————— de soude.	kali. natrum ou natron. alkali marin. soude.
Sous-deutacétate de cuivre	vert de gris.
Sous-deutonitrate de mercure. .	turbith nitreux.
Sous-deutosulfate de mercure. .	———minéral.
Sous-hydrochlorate de plomb. .	jaune anglais. —— minéral.
Sous-hydrosulfate d'antimoine. .	kermès minéral. poudre des chartreux.
Sur-hydrosulfate d'antimoine . .	soufre doré.
Sous-nitrate de bismuth.	blanc de fard. magistère de bismuth.
Sous-trito-carbonate de fer	safran de Mars apéritif.
Sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque	alun de glace. ———de roche. ———de Rome.
Sulfate de chaux.	vitriol calcaire. sélénite. gypse. pierre à plâtre.
—— de magnésie	sel cathartique amer d'Epsum. —— d'Angleterre. —— de Seydschutz. —— de Sœdlitz.
—— de potasse.	vitriol de potasse. sel de *Duobus*. — polychreste de *Glaser*.
—— de soude	sel de glauber. vitriol de soude.

NOMS NOUVEAUX.	NOMS ANCIENS.
Sulfate de zinc.............	vitriol blanc. couperose blanche.
Sulfure d'arsenic naturel......	orpiment. réalgar.
—— de potasse...........	foie de soufre.
—— de zinc.............	pyrite de zinc. blende.
Suroxolate de potasse........	sel d'oseille.
Sur-tartrate de potasse.......	crême de tartre. tartre.
Tartrate de potasse..........	sel végétal.
———de potasse et d'antimoine..............	tartre stibié. —— émétique. émétique. tartre antimonié.
———de potasse et de fer...	tartre chalybé. —— martial soluble.
———de potasse et de soude.	tartre de soude. sel polychreste de La Rochelle. sel de seignette.
Tritoxide d'antimoine.......	oxide blanc d'antimoine. acide antimonique.
——— de fer............	colcothar. rouge d'Angleterre. oxide rouge de fer.



Figure 1re. Pile de Volta.

AA. Cuves où l'on met l'eau acidulée.
B. Boîte rectangulaire.
bb. Compartimens fixés dans la boîte pour former les cuves.
c c′ c″. Lames de cuivre des couples.
z z′ z″. Lames de zinc des couples.
y y. Prolongemens des lames de cuivre au-dessus et au-dessous des lames de zinc.
x. Pièces de bois qui reçoivent la lame de zinc et la maintiennent dans la même position.
MM. Tringle de bois à laquelle sont suspendus les couples.
u. Bande de cuivre fixée à la tringle M, et qui établit la communication entre les deux élémens des couples.
d d. Cylindres métalliques qui traversent la tringle M, i i fils métalliques attachés aux cylindres d d.

Fig. 2. Appareil n° 1 destiné à former les produits gazeux.

A. Fourneau.
B. Cornue
D. Tubulure fermée avec un bouchon à travers lequel passe un tube recourbé.
C. Tube recourbé par lequel on verse de la liqueur dans la cornue.
SN. Allonge.
NOV. Tube qui conduit le gaz sous la planchette.
MKH. Boule et partie du tube remplie d'eau.
T. Cuve à eau ou à mercure dite *pneumatique*.
G. Robinet qui sert à vider la cuve.
QPE. Planchette de la cuve.
F. Cloche renversée sur la planchette et remplie du liquide que contient la cuve.

Fig. 3. Appareil n° 2 dit de Woulf.

ABDHKM comme dans la fig. précédente.
GG. Flacons tubulés.
II. Tubes droits destinés à réintroduire l'air dans les flacons.
OO. Tubes recourbés établissant la communication entre les flacons.
E. Eprouvette à moitié pleine d'eau.

Fig. 4. Appareil n° 3.

A. Fourneau à reverbère.
B. Cornue en grès.
C. Allonge.
D. Ballon tubulé.

E. Tube droit.

F. Paillasson ou *valet* sur lequel on pose les vases de verre.

Fig. 5. Appareil n° 4.

A. Fourneau.

C. Vessie pleine du gaz à décomposer ou à combiner.

D. Vessie vide destinée à recevoir le gaz.

H. Tube de porcelaine qui traverse le fourneau.

Fig. 6.

H. Support en bois qui reçoit un entonnoir E contenant un filtre et le liquide à filtrer.

F. Vase où tombe la liqueur qui sort de l'entonnoir.

Fig. 7. P Cloche graduée. T Cloche courbe.

Fig. 8. N support en bois qui reçoit un ballon A et le maintient à quelque distance du foyer. — OHK tube recourbé qui plonge dans l'éprouvette.

XVI. Eprouvette.

Fig. 9.

A. Ballon.

HK. Tube droit.

VP. Eprouvette renversée.

Fig. 10. Appareil n° 5 propre à décomposer l'eau.

NP. Tube recourbé dans lequel on verse l'eau goutte à goutte.

II. Tube de porcelaine où se trouve de la limaille de fer.

H. Tube recourbé dont le bout est engagé sous le têt L.

L. Têt échancré d'un côté et percé à son fond d'un trou. Il est renversé.

G. Eprouvette renversée pesant sur le têt L.

M. Cuvette remplie d'eau.

Fig. 11. Alambic de verre.

A. Cucurbite.

C. Chapiteau où se condensent les vapeurs produites dans la cucurbite.

DD. Rigole qui termine le chapiteau et où se rendent les vapeurs condensées.

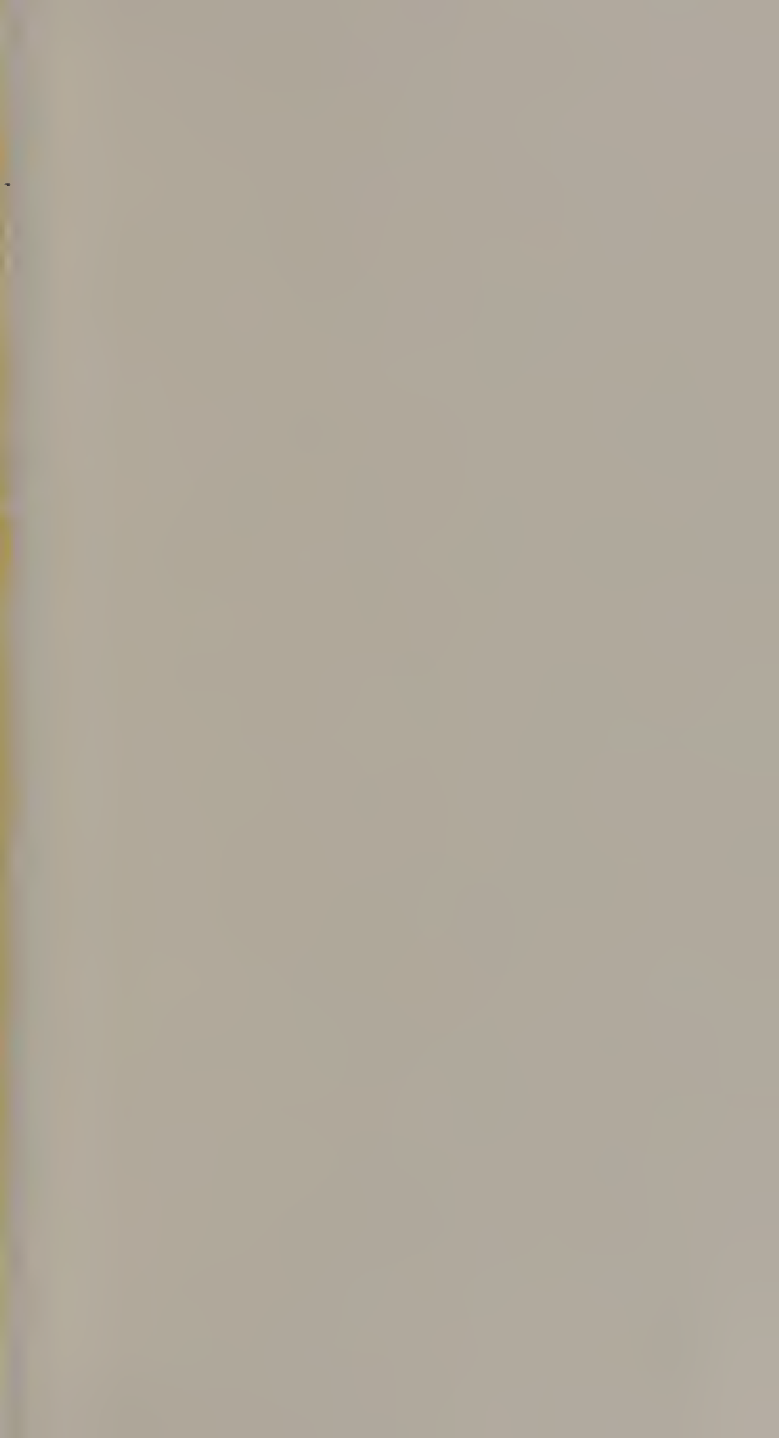
E. Bec par où elles s'écoulent.

Fig. 12. Lime ronde ayant la forme d'un cône très allongé, dite *queue de rat.*

Fig. 13. Creusets avec leurs couvercles.

TABLE ALPHABÉTIQUE

DES MATIÈRES.





O. Pag.

P.

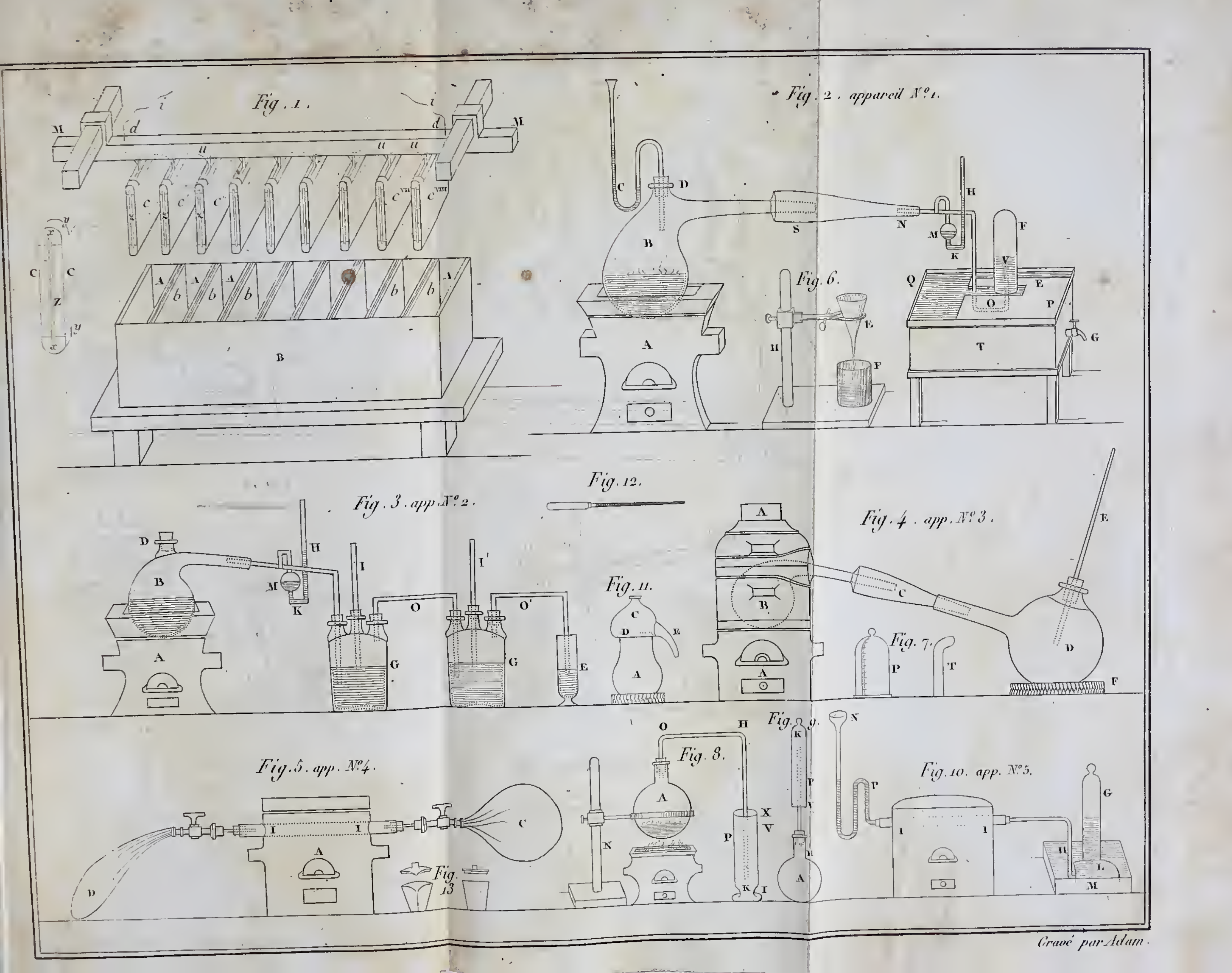
Q.

R.

S.

FIN DE LA TABLE ALPHABÉTIQUE DES MATIÈRES.




Fig. 1.
Fig. 2. appareil N.º 1.
Fig. 6.
Fig. 12.
Fig. 3. app. N.º 2.
Fig. 4. app. N.º 3.
Fig. 11.
Fig. 7.
Fig. 5. app. N.º 4.
Fig. 8.
Fig. 9.
Fig. 10. app. N.º 5.
Fig. 13
Gravé par Adam.









